

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
з дисципліни «ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»
для I, II курсу заочного факультету
Напрямок підготовки – 6.040105 «Гідрометеорологія»

ОДЕСА - 2011

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
з дисципліни «ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»
для I, II курсу заочного факультету
Напрямок підготовки – 6.040105 «Гідрометеорологія»

«ЗАТВЕРДЖЕНО»
на засіданні робочої групи
методичної ради
«Заочна та післядипломна освіта»

ОДЕСА – 2011

Збірник методичних вказівок до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» для студентів I, II курсів заочного факультету напрямку підготовки 6.040105 «Гідрометеорологія».

Укладачі: М.Г. Горліченко, к.п.н., доц., С.В.Шевченко, ст. викл. –
Одеса, ОДЕКУ, 2011р., - 66 с.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
I Основні структурні компоненти дисципліни.....	6
1.1 Місце і значення навчальної дисципліни.....	6
1.2 Завдання і структура дисципліни.....	7
II Вказівки до виконання лабораторних робіт.....	13
2.1 Порядок проведення робіт, їх оформлення у протоколі для захисту.....	13
2.2 Інструкція з техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії.	15
2.3 <i>Лабораторна робота №1</i> Визначення хімічного еквіваленту металу	16
2.4 <i>Лабораторна робота №2</i> Вивчення впливу на швидкість різних факторів на швидкість хімічної реакції.....	23
2.5 <i>Лабораторна робота №3</i> Приготування розчинів певної концентрації.....	28
2.6 <i>Лабораторна робота №4</i> Окисно-відновні реакції. Закономірності їх перебігу.....	36
2.7 <i>Лабораторна робота №5</i> Методи одержання колоїдних розчинів (золів). Визначення порогу коагуляції ДКС.....	45
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	58
ДОДАТКИ.....	59

ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Загальна і колоїдна хімія», яка викладається для студентів заочного факультету із напрямку підготовки 6.040105 «Гідрометеорологія» належить до фундаментальних дисциплін і є нормативною загальнонауковою, яка буде базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін.

Важливим завданням хімії є знайомство з процесами, що відбуваються в навколишньому середовищі та охорона навколишнього середовища з його раціональним використанням.

Вивчення дисципліни та проведення лабораторного практикуму сприяє створенню у майбутніх фахівців-гідрометерологів широкого природничо-наукового світогляду та розуміння хімічних основ гідрометеорології.

Під час вивчення дисципліни «Загальна і колоїдна хімія» та виконання завдань для лабораторних робіт відбувається більш глибоке розуміння природних процесів і явищ. Рух, як постійна зміна, властивий матерії в цілому і кожній найдрібнішій її частинці. Форми руху матерії різноманітні. Так, механічний рух переходить у тепловий, тепловий – у хімічний, хімічний – в електричний і т. ін.

Явища, за яких з одних речовин утворюються інші, називаються хімічними. Такі явища вивчає хімія – наука про перетворення речовин, під час практичних робіт студенти мають змогу побачити хімічні процеси й ознайомитися з прийомами виконання дослідів і хімічних експериментів.

Хімія належить до природничих наук, які вивчають навколишній світ з усім багатством його різних форм і різноманітністю явищ, що в ньому відбуваються. Хімічні зміни у природі завжди супроводжуються фізичними, кліматичними, екологічними і біологічними змінами.

Загальна хімія є фундаментальною наукою. Дисципліна «Загальна і колоїдна хімія» повинна надати базові знання з хімії, а також навчити студентів виконувати лабораторні досліді та працювати із спеціалізованою літературою, яка описує хімічний та екологічний стан довкілля. Прийоми роботи з цією інформацією також входять в завдання дисципліни.

Практична вагомість дисципліни складається з уміння застосовувати одержані знання та вміння у практичній роботі.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів цілісного світогляду на основі сучасних знань, щодо уяви про хімічні процеси, які відбуваються в атмосфері, літосфері, біосфері, гідросфері, про хімічний склад природних речовин та розуміння сутності хімічних процесів, які протікають у природі.

Скорочення обсягу аудиторних занять і розширення робочих програм дисципліни ставить питання інтенсифікації навчального процесу,

організації самостійної роботи студентів заочного факультету, формування в них навичок роботи з літературою, довідково-графічними і лабораторними матеріалами, комп'ютерною технікою, тощо.

Якість підготовки майбутніх спеціалістів залежить, поряд з іншими складовими, від організації і методики самостійної роботи під час лабораторних і самостійних занять, що має особливе значення для ефективного процесу засвоєння знань на першому-другому курсах вищих навчальних закладів.

В збірнику методичних вказівок розглянуто найважливіші теоретичні питання загальної і колоїдної хімії та практичні методи експериментальних досліджень, які є фундаментальною основою вивчення хімічних процесів навколишнього середовища.

Цей збірник методичних вказівок буде практичним посібником до виконання лабораторних робіт із загальної і колоїдної хімії. В процесі проведення лабораторних робіт студенти повинні засвоїти великий обсяг фактичного матеріалу і виконати експериментальні дослідження на основі класичних методик хімічного аналізу, які зможуть бути використані під час виконання курсових і дипломних робіт та майбутньої роботи з обраної спеціальності.

До збірника введені контрольні питання та завдання за програмою дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» для державних університетів, що дозволяє студентам більш глибоко засвоїти програмний теоретичний і практичний матеріал.

І ОСНОВНІ СТРУКТУРНІ КОМПОНЕНТИ ДИСЦИПЛІНИ

1.1 Місце і значення навчальної дисципліни «Загальна і колоїдна хімія»

Дисципліна «Загальна і колоїдна хімія» належить до фундаментального циклу підготовки, є загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів напрямку підготовки 6.040105 «Гідрометеорологія».

Мета дисципліни - формування у студентів заочного факультету уявлення про основи загальної і колоїдної хімії, а також розуміння та знання хімічних закономірностей протікання природних процесів; хімічну будову речовин, електрохімічні процеси, хімічні джерела електричного струму, фізико-хімічних властивості дисперсних систем, закономірності їх утворення та руйнування.

Основні завдання і структура дисципліни:

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.
2. Розуміння хімічної будови речовин на сучасному рівні.
3. Сучасне уявлення про закономірності хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів.
5. Засвоєння основ електрохімії.
6. Знання основ колоїдної хімії.
7. Перетворення теоретичних знань у навички під час лабораторних занять.

Загальний обсяг навчального часу із врахуванням самостійної роботи студентів: I курс – 100 годин, II курс – 98 годин.

Засвоєння дисципліни повинне сприяти розвитку у студентів природничо-наукового розуміння фізико-хімічних процесів, які виникають у довкіллі під впливом природних та антропогенних факторів та вміння самостійно засвоїти навчальний матеріал дисципліни.

Базові знання та вміння

Практичне значення дисципліни складається у тому, що вирішення будь-якої екологічної, гідрометеорологічної проблеми засновано на розумінні закономірностей процесів у довкіллі, вмінні їх аналізувати і прогнозувати.

Після проходження дисципліни студент повинен:

Знати:

- Основні закони хімії.
- Електронну будову атома як основу Періодичного закону Д.І. Менделєєва.
- Теорію хімічного зв'язку і будови молекул.
- Основні закономірності перебігу хімічних реакцій.
- Властивості води та розчинів неелектролітів та електролітів.
- Основи електрохімії.
- Властивості дисперсних і колоїдних систем.

Вміти:

- застосовувати отримані знання для пояснення процесів, які відбуваються у природних водах.
- виконувати необхідну роботу з підготовки і здійснення аналізу проб води по основним показникам якості.

Методичне забезпечення: посібники та підручники з загальної і колоїдної хімії, а також методичні вказівки є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ і на кафедрі хімії навколишнього середовища.

1.2 Завдання і структура дисципліни

1. Засвоєння фундаментальних законів природознавства та основних законів хімії.
2. Розуміння хімічну будову речовин.
3. Сучасне уявлення про закономірності хімічних процесів та їх енергетику.
4. Знання основних властивостей молекулярних розчинів і розчинів електролітів.
5. Засвоєння основ електрохімії.
6. Знання основ колоїдної хімії.
7. Перетворення хімічних знань у навички під час практичних та лабораторних занять.

Викладання даної дисципліни ґрунтується на теоретичних знаннях і практичних навичках наступних дисциплін: «Фізика», «Вища математика».

Отримані знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін: «Гідрохімія України», «Основи гідрохімії та хімії океану», ФОВАП. Студенти повинні отримати знання, які нададуть змогу їм грамотно засвоїти дисципліни за спеціальностями: метеорологія, гідрологія, океанологія.

Контроль поточних знань здійснюється на основі усного опитування на лабораторних роботах, захисту лабораторних робіт, виконанні контрольної роботи №1 за 2 теоретичними і 4 практичними модулями, а також заліку (I курс) та виконанні контрольної роботи №2 за 2 теоретичними і 3 практичних модулями, іспиту (II курс).

До збірника увійшли такі лабораторні роботи:

1. Визначення хімічного еквіваленту металу.
2. Вивчення впливу різних факторів на швидкість хімічних реакцій.
3. Приготування розчинів певної концентрації.
4. Окисно-відновні реакції.
5. Методи одержання колоїдних розчинів (золів). Визначення порогу коагуляції ДКС.

В результаті виконання лабораторних робіт студент повинен **знати:**

- основні поняття та закони хімії;
- теоретичні основи будови атомів елементів;
- Періодичний закон та структуру періодичної системи Д.І. Менделєєва; зміну властивостей хімічних елементів;
- типи хімічного зв'язку;
- енергетику хімічних процесів;
- термодинамічні функції стану системи: внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса, енергія Гельмгольца;
- закони термодинаміки;
- швидкість хімічних реакцій та її фактори;
- хімічну рівновагу та її зміщення;
- способи вираження концентрації розчинів;
- електролітичну дисоціацію електролітів;
- електролітичну дисоціацію води, водневий показник;
- йонні реакції в розчинах;
- гідроліз солей;
- механізм окисно-відновних процесів, їх напрямки;
- залежність електродних потенціалів металів від концентрації розчинів електролітів;
- процеси в гальванічних елементах, розрахунок їхньої напруги;
- послідовність процесів на аноді та катоді при електролізі;
- різновиди корозії, методи захисту металів від корозії.
- загальну характеристику гетерогенних систем, їх особливості;
- поверхневу енергію, поверхневий натяг;
- поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини;
- змочування, крайовий кут змочування;
- оптичні властивості гетерогенних систем, розсіювання та поглинання світла колоїдними системами;
- адсорбцію на поверхні розподілу фаз: тверде тіло – газ, тверде тіло – розчин.;
- електрокінетичні явища: електрофорез та електроосмос;
- електричну будову колоїдних частинок, міцели;
- коагулюючу дію електролітів, правило значності Шульце-Гарді.

Вміння, якими мають оволодіти студенти після виконання лабораторних робіт :

- застосування правил безпеки роботи;
- одержання навичок роботи з лабораторними приладами, хімічними реактивами, технохімічними та аналітичними терезами;
- отримання результатів хімічних досліджень в лабораторії;
- вести розрахунки за хімічними формулами;
- вести визначення хімічних формул сполук;
- вести розрахунки за газовими законами, рівняннями Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;
- визначення молярних мас еквівалентів елементів та їх сполук;
- визначати класи неорганічних сполук;
- визначати характерні ступені окиснення елементів та характер їх сполук;
- визначати типи хімічних зв'язків та просторову конфігурацію молекул;
- визначення теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначення характеру впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій;
- визначення зовнішніх чинників на зміщення хімічної рівноваги;
- виконувати термохімічні розрахунки.
- приготування розчинів певної концентрації;
- експериментальне визначення концентрації розчинів;
- дослідження взаємодії солей з водою, визначення рН середовища;
- визначення констант гідролізу солей;
- розв'язання розрахункових завдань;
- визначати зміну при хімічних реакціях термодинамічних функцій стану системи: ентальпія, ентропії, енергії Гіббса;
- визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямки хімічних процесів;
- впливати на зміщення хімічної рівноваги;
- визначати швидкість хімічних реакцій;
- вести розрахунки та перерахунки концентрацій розчинів;
- передбачати реакцію середовища при взаємодії солей з водою, визначати кількісну характеристику цієї взаємодії – константу гідролізу;
- користуватися для практичних завдань рядом напруги металів;
- складати рівняння окисно-відновних реакцій; визначати фактор еквівалентності та молярні маси еквівалентів окисників та відновників;
- визначати експериментально напругу гальванічних елементів;

- визначати хімічні процеси при електролізі;
- користуватися методами захисту від корозії;
- оволодіти навичками дослідження електрохімічних процесів;
- вести необхідні розрахунки при протіканні електрохімічних процесів;
- класифікувати дисперсні системи за розміром частинок та агрегатним станом;
- скласти умовну формулу міцели та передбачати її поведінку в електричному полі;
- вибрати найефективніший метод коагуляції золю.
- користуватися ПАВ та ПІР для зміни поверхневого натягу води;
- визначати розмір частинок дисперсних систем оптичним методом;
- виготовляти та досліджувати дисперсні системи.
- отримувати золі дисперсних систем та визначати їхні пороги коагуляції.

Навчально-методичне забезпечення лабораторних робіт здійснюється за допомогою підручників, які є в бібліотеці ОДЕКУ в достатній кількості та методичними вказівками, що є на кафедрі хімії навколишнього середовища:

1. Глинка Н.А. Общая химия – Л.: Химия, 2011.
2. Киреев В.А. Краткий курс физической химии – М.: Химия, 1978.
3. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія – Київ: Вища шк., 1991.
4. Шевченко В.Ф., Шепеліна С.І. Основи електрохімії. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОДЕКУ, 2002.
5. Шевченко В.Ф., Зінченко В.Ф. та інші. Дисперсні системи та поверхневі явища. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт – Одеса, ОГМІ, 1997.

Максимальна оцінка роботи студента під час *заліково-екзаменаційної сесії* складає 60 балів і включає: оцінку за аудиторну контрольну роботу (ОЗЕ) – в 20 балів та оцінку з практичних модулів (виконання, усне опитування під час лабораторних робіт, захист виконаних лабораторних робіт – 40 балів), тобто виконання практичних і лабораторних модулів – 40 балів (ОЗЕ).

Кількість балів, яку можна отримати за виконання завдань:

I курс		II курс	
Модуль теоретичн. ЗМ-Л1 (КР-ОМ)	10 балів	Модуль теоретичний ЗМ-Л3 (КР-ОМ)	10 балів
Модуль теоретичн. ЗМ-Л2 (КР-ОМ)	10 балів	Модуль теоретичний ЗМ-Л4 (КР-ОМ)	10 балів
Модуль практичн. ЗМ-П1,2 (КР-ОМ)	20 балів	Модуль практичний ЗМ-П1,2 (КР-ОМ)	20 балів
		Модуль лабораторний ЗМ-Лаб (1+2) (ОЗЕ)	10 балів
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб (1+2) (ОЗЕ)	20 балів	Модуль лабораторний ЗМ-Лаб (ОЗЕ)	10 балів
		Модуль лабораторний ЗМ-Лаб (ОЗЕ)	10 балів
Виконання та захист лабораторних робіт(ОЗЕ)	40 балів	Виконання та захист лабораторних робіт (ОЗЕ)	40 балів
Разом за I курс	100 балів	Разом за II курс	100 балів

Студент вважається допущеним до заходу підсумкового контролю з навчальної дисципліни, якщо він виконав всі види робіт поточного контролю, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни і набрав за накопичувальною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за дисципліну, своєчасно виконав міжсесійні контрольні роботи (якщо набрано більше 60%).

Контрольні питання до практичних модулів (I курс):

- розрахунки за хімічними формулами;
- визначення хімічних формул сполук;
- розрахунки за газовими законами, рівняннями Менделєєва-Клапейрона, законом еквівалентів;
- визначення молярних мас еквівалентів елементів та їх сполук.
- визначення класів неорганічних сполук;
- визначення ступенів окиснення елементів та характер їх сполук;
- визначення типів хімічних зв'язків та просторову конфігурацію молекул.
- визначення теплоти хімічних реакцій та теплоти утворення сполук;
- визначення характеру впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій;
- визначення зовнішніх чинників на зміщення хімічної рівноваги;
- вести термохімічні розрахунки.
- вести розрахунки та перерахунки концентрацій розчинів
- виготовлення розчинів певної концентрації;
- експериментальне визначення концентрації розчинів;

- дослідження взаємодії солей з водою,
- визначення рН середовища;
- визначення констант гідролізу солей.

Контрольні питання до практичних модулів (II курс):

- класифікація ДКС за розміром частинок та агрегатним станом;
- написання умовної формули міцели та її рух в електричному полі;
- визначення найефективнішого методу коагуляції золю.
- вибір ПАР та ППР для зміни поверхневого натягу води;
- вести необхідні розрахунки при протіканні електрохімічних процесів;
- класифікувати дисперсні системи;
- визначення властивостей дисперсних систем.
- золі дисперсних систем та визначення їхніх порогів коагуляції.
- складання рівняння окисно-відновних реакцій;
- хімічні процеси при електролізі, корозії, в гальванічних елементах;
- визначення електродних потенціалів металів при різних концентраціях розчинів електролітів;
- розрахунок напруги гальванічних елементів;
- запис послідовності процесів на аноді та катоді при електролізі;
- визначення методів захисту металів від корозії;
- розрахунки поверхневої енергії, поверхневого натягу;
- класифікувати поверхнево-активні і поверхнево-інактивні речовини;
- визначення крайового кута змочування;
- процеси адсорбції на поверхні розділу фаз.

II ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

2.1 Порядок проведення робіт, їх оформлення у протоколі для захисту

Для правильного проведення лабораторних робіт студентам заочного факультету необхідно підготуватися до роботи: ознайомитися з теоретичною основою та методикою виконання роботи, законспектувати їх у спеціальному зошиті, скласти допуск з техніки безпеки викладачу з обов'язковим розписом у журналі інструктажу з техніки безпеки.

Під час проведення лабораторних робіт студентам необхідно знати як виконувати хімічні експерименти із використанням хімічних реактивів за розробленими методиками. Одержані результати експерименту самостійно студентами обробляються, аналізуються та виконуються необхідні висновки з лабораторної роботи.

Після виконання експериментальної частини лабораторної роботи студент повинен скласти звіт у вигляді протоколу лабораторної роботи (за зразком, який надано нижче) та захистити її, а також відповісти на контрольні запитання до лабораторної роботи. Студентам-заочникам, у яких відсутні практичні заняття, також необхідно самостійно розв'язати індивідуальні завдання, що наведені наприкінці кожної лабораторної роботи.

Звіт оформлюють у вигляді протоколу за схемою:

- назва лабораторної роботи;
- мета роботи;
- опис методу дослідження;
- малюнок або схема приладу;
- короткий опис ходу роботи;
- назва досліду, рівняння реакцій,
- спостереження;
- таблиці вихідних та експериментальних даних;
- обробка та аналіз результатів;
- висновки про підсумки роботи.

Метою лабораторних робіт є отримання студентами навичок експериментальної роботи в хімічних лабораторіях в процесі засвоєння основних закономірностей хімічних процесів, які передбачені програмою дисципліни «Загальна і колоїдна хімія».

Кожне завдання, що виконується, формули і розрахунки до нього оформлюються у вигляді протоколу у спеціальному зошиті. Завдання вважається виконаним тільки після перевірки і підпису викладача.

Зразок титульного листа протоколу

Одеський державний екологічний університет
Кафедра хімії навколишнього середовища

Протокол

лабораторної роботи №_____

з теми: «_____»

Студента Іваненко В.В.
гр. Е-22 ЗФ;
07.07.2012р.
Перевірив викладач:
Петренко М.М.

Одеса, 2012

2.2 ІНСТРУКЦІЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Хімічні речовини при невмілому і неправильному використанні можуть стати причиною отруєння осіб, які виконують досліди, викликати пожежу, вибух чи хімічний опік.

З метою виключення випадків травматизму при роботі у хімічних лабораторіях необхідно виконувати наступні вимоги:

1. Кожен студент до початку виконання дослідів повинен добре ознайомитися з властивостями речовин, з якими необхідно стикатися у дослідах, та умовами безпечного проведення експериментальної роботи з урахуванням можливих побічних реакцій.
2. При роботі у витяжній шафі, з метою більш ефективної дії вентиляції, слід підняти дверцята шафи на $1/3 - 1/4$ їх можливого підйому, але після роботи їх необхідно щільно зачинити.
3. У випадку розтріскування скла необхідно ретельно зібрати всі шматочки та очистити поверхню стола, а потім вимити руки.
4. Не залишати ніяких речовин у посуду без етикеток
5. Не виконувати ніяких дослідів, окрім запланованих методикою.
6. При попаданні хімічних реактивів на шкіру рук, ї необхідно негайно змити сильним струменем води.
7. Виконувати досліди тільки у чистому і цілому посуді, який мити одразу після проведеного дослідів.
8. Не залишати увімкненими електричні і нагрівальні прилади, відкриті водопровідні крани.
9. Пробірку, у якій нагрівається рідина, тримати отвором у бік, а не до себе чи до поруч працюючого студента, тому що рідина внаслідок нагрівання може викидатися з пробірки.
10. У випадку займання горючих речовин:
 - а) негайно погасити всі пальники, виключити електричні прилади;
 - б) відставити судини з вогнебезпечними речовинами;
 - в) виключити вентиляційні установки;
 - г) прикрити полум'я мокрою ковдрою, а при потребі засипати піском;
 - д) при необхідності використовувати вуглекислотний вогнегасник;
 - е) терміново повідомити керівництво факультету і пожежну охорону (тел.101).
11. Після роботи прибрати своє робоче місце.

2.3 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

ТЕМА: ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНОГО ЕКВІВАЛЕНТУ МЕТАЛУ

Мета роботи: ознайомитись із законом еквівалентів, навчитися робити розрахунки еквівалентної маси металів .

Завдання: за результатами експерименту визначити молярну масу еквіваленту металу за об'ємом витісненого ним водню з розчину хлоридної кислоти, підтвердити закон еквівалентів

Прилади та реактиви: прилад для визначення еквіваленту металу; аналітичні або технохімічні терези та рівноважки; термометр, барометр, фільтрувальний папір; бюкс з металевою стружкою або порошком (х.ч.); склянка з 4н. розчином хлоридної кислоти (HCl), мірний циліндр.

I ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Хімічним еквівалентом речовини називають деяку умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній реакції сполучається або заміщує 1 моль атомів гідрогену або 8 моль атомів кисню. Більша частина елементарних речовин взаємодіє або з гідрогеном, або з киснем, або з ними разом. Тому еквіваленти гідрогену та кисню прийняті в якості вихідних при розрахунках хімічних еквівалентів інших речовин, що з ними взаємодіють.

Закон еквівалентів: маси речовин, що взаємодіють між собою без залишку (н.у.), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв } 1}}{M_{\text{екв } 2}}.$$

Об'єми газів, що реагують між собою при постійних температурі та тиску без залишку (н. у.), прямо пропорційні об'ємам їх еквівалентів

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{екв } 1}}{V_{\text{екв } 2}}.$$

В хімічній практиці буває так, що одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому агрегатному стані, а інша речовина – у газоподібному; тоді закон еквівалентів для цього випадку (н. у.) можна виразити таким чином:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{\text{екв } 1}}{V_{\text{екв } 2}}$$

Молярна маса еквіваленту речовини [г/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{\text{екв.}}(\text{речовини}) = f_{\text{екв.}}(\text{речовини}) \times M(\text{речовини}).$$

Молярний об'єм еквіваленту газу [л/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{\text{екв.}}(\text{газу}) = f_{\text{екв.}}(\text{газу}) \times V_{\text{М}}(\text{газу}) = f_{\text{екв.}}(\text{газу}) \times 22,4.$$

Кількість речовини еквіваленту [моль] – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента:

$$v_{\text{екв.}} = \frac{m}{M_{\text{екв.}}}$$

Якщо речовина газоподібна, то кількість речовини її еквіваленту [моль] – це відношення об'єму речовини до молярного об'єму еквіваленту газу:

$$v_{\text{екв.}} = \frac{V}{V_{\text{екв.}}}$$

Фактор еквівалентності речовини є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на їх валентність:

$$f_{\text{екв.}}(\text{прост. реч.}) = \frac{1}{n \times B}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Zn}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$.

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів Оксигену на їх валентність: $f_{\text{екв.}}(\text{оксид.}) = \frac{1}{n(\text{O}) \times B(\text{O})}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{MnO}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$;

$$f_{\text{екв.}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$$

Фактор еквівалентності гідроксидів дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості йонів OH^-): $f_{\text{екв.}}(\text{гідроксид.}) = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{NaOH}) = 1$.

Фактор еквівалентності кислот дорівнює оберненій величині їх основності (кількості йонів H^+ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал): $f_{\text{екв.}}(\text{кислот}) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$.

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$; $f_{\text{екв.}}(\text{HNO}_3) = 1$.

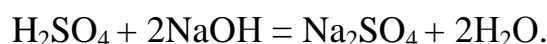
Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступень окислення металу:

$$f_{\text{екв.}}(\text{солі}) = \frac{1}{n(\text{Met}) \times B(\text{Met})}.$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$.

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, а отже й еквівалент, є змінними величинами і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.

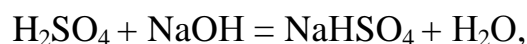
Наприклад:



У цій реакції два йона H^+ заміщуються на два йона Na^+ , тому

$$f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2};$$
$$f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}.$$

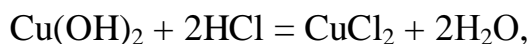
А якщо реакція відбувається за рівнянням:



то $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$, та $f_{\text{екв.}}(\text{NaHSO}_4) = 1$,

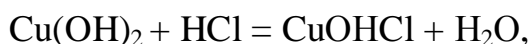
тому що тільки один йон H^+ заміщується на один йон Na^+ .

У рівнянні хімічної реакції



$$f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2};$$
$$f_{\text{екв.}}(\text{CuCl}_2) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}.$$

Але якщо реакція відбувається за рівнянням:



то: $f_{\text{екв.}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1$;

$f_{\text{екв.}}(\text{CuOHCl}) = 1$.

II ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Хід роботи

1. Прилад зібрати з колби, об'ємом 150 см^3 , газовідвідної трубки, кристалізатора та евдіометра (приладу для визначення об'єму водню), який закріплений у штативі.
2. В колбу за допомогою мірного циліндру налити $15\text{-}20 \text{ см}^3$ розбавленої хлоридної кислоти (HCl) так, щоб не намочити горлечко колби.

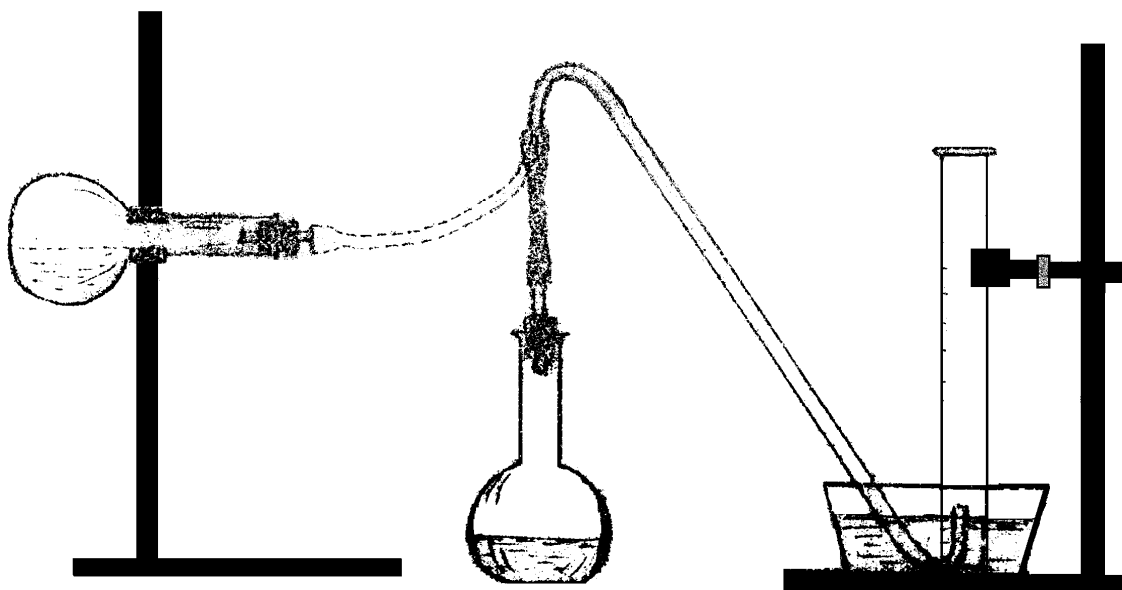
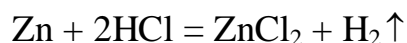


Рис.1 – Схема приладу для визначення молярної маси еквівалента метала за об'ємом витісненого водню

3. На аналітичних або технохімічних терезах зважити наважку металеві стружки або порошку (Zn), яке близьке до $0,1\text{г}$. Цю наважку цинку помістити на стінку горлечка колби, яке попередньо було протерте шматочком фільтрувального паперу. Колба при цьому повинна знаходитись у горизонтальному положенні.
4. Відвідну трубку одним кінцем за допомогою пробки герметично сполучити з колбою, а інший кінець її підвести під евдіометр.
5. Евдіометр попередньо заповнити водою, рівень якої встановити поблизу нульової відмітки у верхній частині евдіометру або точно на нуль.
6. Точно відмітити рівень води в евдіометрі ($a_1, \text{см}^3$), потім різко повернути колбу у вертикальне положення так, щоб наважка цинку попала в кислоту.

7. Відбувається хімічна реакція, в результаті якої виділяється водень (H_2), що надходить газовідвідною трубкою та витісняє воду з евдіометра.



8. Після закінчення реакції: відмітити кінцевий рівень води в евдіометрі – a_2 (cm^3) та знайти об'єм водню, що виділився, за формулою:

$$V(H_2) = a_2 - a_1 \text{ (cm}^3\text{)}.$$

9. Лінійкою заміряти висоту стовпчика води, що залишилась в евдіометрі, від рівня води у кристалізаторі до рівня води в евдіометрі, – h_2 (мм);
10. За барометром, що знаходиться в лабораторії, відмітити атмосферний тиск – $P_{атм.}$ (мм рт. ст.).
11. Зафіксувати температуру під час досліду за термометром, що знаходиться в лабораторії – $t^\circ C$;
12. В таблиці, що знаходиться в додатках до лабораторних робіт, знайти значення тиску водяної пари при температурі досліду – h_1 (мм рт. ст.).

13. Результати вимірювань занести в таблицю:

m (Zn), мл	a_1 , мл	a_2 , мл	$V(H_2)$, мл	h_2 , мм	h_1 , мм	$P_{атм.}$, мм рт. ст.	$t^\circ C$

14. Розрахунки:

А) Отримані дані та формулу об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака використовують для розрахунку об'єму водню за нормальних умов:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} \Rightarrow V_0(H_2) = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{(P_{атм.} - h_1 - \frac{h_2}{13,6} \cdot V(H_2)) \cdot 273}{760 \cdot (273 + t^\circ C)},$$

де: 13,6 – густина ртуті.

Б) Використовуючи закон еквівалентів (н.у.), отримаємо значення молярної маси еквівалента цинку:

$$M_{екв}(Zn) = \frac{m(Zn) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}.$$

В) Розрахунок похибки досліду:

Відносну похибку досліду у відсотках розраховують за формулою

$$P = \frac{|M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{теор.}} - M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{експ.}}|}{M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{теор.}}} \cdot 100\%,$$

де: $M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{теор.}}$ – молярна маса еквівалента цинку, розрахована теоретично за формулою для простої речовини (г/моль);

$M_{\text{екв}}(\text{Zn})_{\text{експ}}$ – молярна маса еквіваленту цинку, розрахована за результатами експерименту (г/моль).

Записати кінцевий результат з урахуванням похибки досліду.

Зробити висновок.

Питання для самостійної перевірки знань студентів та завдання для захисту лабораторної роботи

1. Що називають еквівалентом речовини?
2. Сформулюйте закон еквівалентів.
3. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
4. Що називають фактором еквіваленту речовини?
5. Як розрахувати фактор еквіваленту простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
6. Як розрахувати молярну масу еквіваленту речовини та еквівалентний об'єм газоподібної речовини?
7. Чому дорівнює кількість речовини еквіваленту?
8. Фактор еквіваленту є постійною чи змінною величиною? Від яких факторів залежить значення еквіваленту речовини?

Індивідуальні завдання для захисту лабораторної роботи

- а) розрахувати фактор еквіваленту речовини та підкресленого елемента;
 розрахувати молярну масу еквіваленту цієї ж речовини;
 б) розрахувати об'єм еквіваленту газоподібної речовини;
 в) розрахувати кількість речовини еквіваленту даної речовини, якщо дана її маса.

№ варіанту	а) Формула речовини	б) Формула газоподібної речовини	в) Формула речовини та її маса (г)
1	<u>Cu</u> (OH) ₂	NH ₃	H ₂ SO ₄ , 49
2	H ₂ <u>Si</u> O ₃	O ₂	CuSO ₄ , 159,5
3	<u>Ca</u> SO ₄	CO ₂	Ca(OH) ₂ , 37
4	Na <u>H</u> SO ₄	CO	NaOH, 120
5	Na ₂ H <u>P</u> O ₄	H ₂ S	Fe(OH) ₃ , 10
6	<u>Mg</u> OHCl	HCl	Na ₂ CO ₃ , 159
7	<u>Mg</u> Cl ₂	H ₂	CH ₄ , 4
8	<u>Mg</u> (OH) ₂	CH ₄	HCl, 73
9	<u>K</u> OH	Br ₂	CuCl ₂ , 134,5
10	<u>Al</u> (OH) ₃	SO ₂	MgSO ₄ , 120
11	Na ₃ <u>P</u> O ₄	F ₂	NH ₃ , 17
12	H ₂ <u>C</u> O ₃	NO	CO ₂ , 22
13	<u>Al</u> (OH) ₂ Cl	HBr	AlCl ₃ , 89
14	<u>Ca</u> (NO ₃) ₂	NO ₂	H ₃ PO ₄ , 65,3
15	<u>Fe</u> (OH) ₃	N ₂ O	H ₂ S, 17
16	H ₃ <u>P</u> O ₄	Cl ₂ O ₇	Al(OH) ₂ Cl, 100
17	NaH ₂ <u>P</u> O ₄	HF	FeCl ₃ , 50
18	<u>Fe</u> Cl ₃	Cl ₂	H ₂ CO ₃ , 25
19	Fe(<u>O</u> H) ₂	SO ₃	Na ₃ PO ₄ , 36
20	NaH <u>S</u>	N ₂	Al(OH) ₃ , 250

2.4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2

ТЕМА: ВИВЧЕННЯ ВПЛИВУ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: ознайомитись із законом діючих мас для швидкості хімічної реакції та визначити її температурний коефіцієнт.

Завдання: визначити час перебігу хімічної реакції, розрахувати її відносну швидкість, перевірити справедливість закону дії мас для швидкості та розрахувати її температурний коефіцієнт.

Реактиви та обладнання: розчини сульфатної кислоти (H_2SO_4) із концентрацією 0,02 та 0,01 моль/дм³, розчини тіосульфату натрію ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) із концентрацією 0,02 та 0,01 моль/дм³, штатив з пробірками, дві піпетки на 5 см³, дві хімічні склянки на 150 см³, термометр, електроплитка, секундомір або годинник з секундною стрілкою.

І ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Хімічна кінетика – це розділ хімії, що вивчає швидкість хімічних реакцій, механізм їх перебігу та вплив різних факторів. Швидкість хімічної реакції визначається кількістю речовини, що прореагувала за одиницю часу, віднесеної до одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або одиниці поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій) із врахуванням стехіометричних коефіцієнтів. В першому випадку вираз швидкості хімічної реакції має вигляд:

$$V = \frac{dC_1}{\gamma \cdot dt}$$

де ν – стехіометричний коефіцієнт, C_1 – молярна концентрація, t - час, знак “+” беруть для продуктів реакції, знак “-” - для реагентів.

В гетерогенних реакціях швидкість хімічної реакції буде залежати також від площі поверхні S поділу фаз або від площі поверхні твердого тіла

$$V = \frac{dC}{S \cdot dt}$$

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, каталізатор, стан реагуючих речовин – ступінь подрібнення твердих або стан пароподібних речовин та рідких речовин.

В гетерогенних системах процеси багатостадійні. Швидкість реакції визначається не сумою швидкостей окремих стадій, а швидкістю найповільнішої стадії. Для гетерогенних систем – це швидкість дифузії.

Для простих реакцій залежність швидкості від концентрації реагентів виражається законом діючих мас, який сформулювали та дали математичне обґрунтування норвезькі хіміки К.М. Гульдберг і П. Вааге:

$$V = K [A]^n \cdot [B]^m$$

де n і m – стехіометричні коефіцієнти; K – коефіцієнт пропорційності, що називається константою швидкості реакції.

Закон діючих мас застосовується для газоподібних та розчинених речовин. Якщо в реакції приймають участь і тверді речовини, концентрація яких стала, то швидкість реакції змінюється в залежності від концентрації газів та розчинених речовин.

Із підвищенням температури швидкість хімічної реакції зростає через зростання частки активних, тобто здатних до хімічної взаємодії, молекул та частоти їх зіткнення. При відносно низьких температурах вплив температури на швидкість визначається правилом Вант-Гоффа:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

де V_2, V_1 - швидкість реакції після та до зміни температури,

Δt - зміна температури,

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, що дорівнює 2-4.

II ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Вивчення впливу різних факторів на швидкість провести на прикладі реакції:



Про перебіг реакції судять за появою опалесценції (спостерігати на темному фоні), що відбувається завдяки утворенню колоїдної системи, що складається із дрібних частинок сірки у воді. За відносну швидкість реакції слід прийняти величину, обернену до часу проведення реакції, тобто визначається за формулою: $V = 1/\Delta t$.

Дослід 1. Вплив концентрації на швидкість хімічної реакції

1. Приготувати 4 пари пробірок, наповнивши їх розчинами згідно таблиці

№ пар пробірок	Об'єм речовини, см ³			
	H ₂ SO ₄ 0,01Н	H ₂ SO ₄ 0,02Н	Na ₂ S ₂ O ₃ 0,01Н	Na ₂ S ₂ O ₃ 0,02Н
1	5		5	
2	5			5
3		5	5	
4		5		5

- Злити розчини в парах пробірок, ввімкнувши при цьому секундомір, струсити та чекати появи опалесценції на темному фоні,
- Зафіксувати час проходження реакції в усіх чотирьох пробірках
- Розрахувати концентрації реагентів в суміші для кожної пробірки за формулами:

$$C'_{H_2SO_4} = \frac{C_{H_2SO_4} \cdot V_{H_2SO_4}}{V_{H_2SO_4} + V_{Na_2S_2O_3}}$$

$$C'_{Na_2S_2O_3} = \frac{C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{H_2SO_4} + V_{Na_2S_2O_3}}$$

де $C_{H_2SO_4}$, $C_{Na_2S_2O_3}$, $V_{H_2SO_4}$, $V_{Na_2S_2O_3}$ - відповідно концентрації вихідних розчинів сірчаної кислоти та тіосульфату натрію та їх первинні об'єми у кожній з пари пробірок даної пари.

- Розрахувати відносні швидкості реакції $V^* = 1 / \Delta t$, c^{-1}
- Всі одержані дані занести в таблицю:

№ пари пробірок	H_2SO_4			$Na_2S_2O_3$			$C'_{H_2SO_4} \cdot C'_{Na_2S_2O_3}$	$\Delta \tau_p$, c	$v^* = \frac{1}{\Delta \tau_p}$, c^{-1}
	C, моль/дм ³	V, см ³	C', моль/дм ³	C, моль/дм ³	V, см ³	C', моль/дм ³			
1	0,01	5		0,01	5				
2	0,01	5		0,02	5				
3	0,02	5		0,01	5				
4	0,02	5		0,02	5				

- Побудувати графік залежності відносної швидкості реакції від добутку концентрації реагентів (по осі абсцис відкласти добуток концентрацій в кожній пробірці, а по осі ординат – відносну швидкість реакції).
- Зробити висновок про виконання закону діючих мас для швидкості реакції.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції.

- Підготувати три пари пробірок, для цього в три пробірки налити по 5 см³ розчину сульфатної кислоти (0,01 Н), а в три інші пробірки по 5 см³ розчину тіосульфату натрію (0,01 Н)
- Занурити першу пару пробірок з розчинами сульфатної кислоти та розчином тіосульфату натрію у стакан з водою кімнатної температури, температуру виміряти за допомогою термометра з точністю до 0,1⁰С
- Злити вміст обох пробірок, енергійно струсити, ввімкнувши при цьому секундомір, встановити час появи опалесценції.
- Помістити другу пару пробірок у склянку із водою та підігріти її на 10⁰С, застabilізувати, виміряти термометром з точністю до 0,1⁰С та

злити вміст пробірок, включивши секундомір. Визначити час появи опалесценції.

5. Теж саме зробити і з третьою парою пробірок, але температуру підвищити на 20⁰С від початкової.
6. Розрахувати відносну швидкість реакції та температурний коефіцієнт.
7. Занести одержані дані в таблицю:

№ пари пробірок	t, ⁰ С	Δτ, с	V* = 1/ Δτ, с ⁻¹	γ
1	20			
2	30			
3	40			

8. Зробити висновок про виконання правила Вант-Гоффа.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Що вивчає розділ хімічної кінетики?
2. Як визначається швидкість хімічної реакції для гомогенної та гетерогенної систем?
3. Сформулюйте закон діючих мас. Запишіть математичний вираз цього закону.
4. Як змінюється швидкість реакції при зміні температури? Сформулюйте правило Вант-Гоффа.
5. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?

Індивідуальні завдання для захисту лабораторної роботи

Для всіх варіантів :

1. Записати математичні вирази закону дії мас для гомогенних та гетерогенних систем.
2. Для наведених реакцій визначити швидкість реакцій прямої та зворотної та записати константу рівноваги.
3. Вказати як зміниться швидкість реакції при зміні тиску.
4. Обчислити, як зміниться швидкість реакції при зміні температури з T₁ до T₂, якщо температурний коефіцієнт γ дорівнює...

Варіанти :

1. $2\text{SO}_{2(\text{р})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$
 $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, якщо
P ↓ 3 ; T₁ = 40⁰С, T₂ = 60⁰С , γ = 2
2. $\text{WO}_{3(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} = \text{W}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$
 $2\text{NH}_{3(\text{г})} + 3\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})} = 4\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{л})}$, якщо
P ↓ 3; T₁ = 50⁰С, T₂ = 80⁰С , γ = 2

3. $2\text{CO}_{(r)} + 2\text{H}_{2(r)} = \text{CH}_{4(r)} + \text{CO}_{2(r)}$
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(r)} + \text{CO}_{(r)} = 2\text{Fe}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)}$, якщо
 $P \uparrow 4$; $T_1 = 50^\circ\text{C}$, $T_2 = 10^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
4. $2\text{WO}_{3(k)} + 3\text{C}_{(r)} = 2\text{W}_{(k)} + 3\text{CO}_{2(r)}$
 $2\text{NO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = 2\text{NOCl}_{(r)}$, якщо
 $P \uparrow 2$; $T_1 = 10^\circ\text{C}$, $T_2 = 60^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
5. $2\text{CO}_{2(r)} + \text{H}_{2(r)} = \text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(n)}$
 $3\text{Fe}_{(r)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(n)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(r)} + 4\text{H}_{2(r)}$, якщо
 $P \downarrow 4$; $T_1 = 20^\circ\text{C}$, $T_2 = 80^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
6. $2\text{NO}_{2(r)} = 2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)}$
 $\text{SrO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = \text{SrCO}_{3(r)}$, якщо
 $P \uparrow 2$; $T_1 = 60^\circ\text{C}$, $T_2 = 20^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
7. $\text{FeO}_{(r)} + \text{CO}_{(r)} = \text{Fe}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)}$
 $4\text{NH}_{3(r)} + 5\text{O}_{2(r)} = 6\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 4\text{NO}_{(r)}$, якщо
 $P \uparrow 3$; $T_1 = 100^\circ\text{C}$, $T_2 = 50^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
8. $2\text{CO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{CO}_{2(r)}$
 $\text{C}_{(r)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(r)} = 2\text{N}_{2(r)} + \text{CO}_{2(r)}$, якщо
 $P \downarrow 3$; $T_1 = 40^\circ\text{C}$, $T_2 = 70^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
9. $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = 2\text{NH}_{3(r)}$
 $\text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = \text{CaCO}_{3(r)}$, якщо
 $P \downarrow 4$; $T_1 = 30^\circ\text{C}$, $T_2 = 70^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
10. $\text{CH}_{4(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(n)} = \text{CO}_{(r)} + 3\text{H}_{2(r)}$
 $\text{WO}_{3(r)} + 3\text{H}_{2(r)} = \text{W}_{(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}$, якщо
 $P \downarrow 3$; $T_1 = 100^\circ\text{C}$, $T_2 = 70^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
11. $2\text{H}_2\text{S}_{(r)} = 2\text{H}_{2(r)} + \text{S}_{(r)}$
 $\text{Fe}_2\text{O}_{3(r)} + \text{H}_{2(r)} = 2\text{Fe}_{(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}$, якщо
 $P \downarrow 4$; $T_1 = 10^\circ\text{C}$, $T_2 = 50^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
12. $\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{NO}_{(r)}$
 $\text{C}_{(r)} + 2\text{H}_2(r) = \text{CH}_{4(r)}$, якщо
 $P \downarrow 3$; $T_1 = 65^\circ\text{C}$, $T_2 = 105^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
13. $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{Cl}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(n)}$
 $\text{C}_{(r)} + \text{CO}_{2(r)} = 2\text{CO}_{(r)}$, якщо
 $P \downarrow 4$; $T_1 = 75^\circ\text{C}$, $T_2 = 35^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
14. $\text{CO}_{(r)} + \text{Cl}_{2(r)} = \text{COCl}_{2(r)}$
 $2\text{Hg}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{HgO}_{(r)}$, якщо
 $P \downarrow 3$; $T_1 = 25^\circ\text{C}$, $T_2 = 55^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
15. $\text{H}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$
 $4\text{HNO}_{3(p)} = 4\text{NO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(n)}$, якщо
 $P \downarrow 2$; $T_1 = 45^\circ\text{C}$, $T_2 = 75^\circ\text{C}$, $\gamma = 4$

2.5 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3

ТЕМА: ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ

Мета роботи – оволодіти навичками приготування розчинів з сухих речовин або інших розчинів;

- оволодіти методами розрахунків, необхідних при приготуванні розчинів, їх перевіркою за допомогою ареометра та перерахунками в інші концентрації.

Реактиви та обладнання: хімічні колби об'ємом 200-250 см³, мірна колба 200 см³, циліндри 100-200 см³, піпетки 10 см³; бюретки на 25 та 50 см³; сухі солі: NaCl, KCl, Na₂SO₄·H₂O, K₂Cr₂O₇, CuSO₄·5H₂O, MgSO₄·7H₂O, NH₄Cl, Na₂CO₃·10H₂O.

Терези, набір різноважок, ареометри на вимірювання густини 1,008 – 1,016.

I ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Необхідність вивчати розчини виникла досить давно, ще з перших кроків хімічної науки. Розчинами є всі найважливіші фізіологічні рідини (кров, лімфа тощо). Процеси засвоєння їжі живими організмами пов'язані з переведенням поживних речовин у розчин. Розчини використовуються майже в усіх виробництвах.

Розчинами називаються гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більшої кількості компонентів. Розчини бувають газоподібними, рідкими і твердими. Найбільше практичне значення мають рідкі розчини, оскільки в них відбувається більшість реакцій.

Розчин складається з розчинених речовин і розчинника, тобто середовища, в якому ці речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або йонів. Компонент, агрегатний стан якого не змінюється під час утворення розчину, вважають *розчинником*. Якщо ж розчини утворюються внаслідок змішування газу з газом, рідини з рідиною, твердої речовини з твердою, розчинником вважають компонент, кількість якого переважає.

Процес утворення розчину є проміжним між хімічним і фізичним процесами. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається *розчиненням*. Розчинення відбувається згідно з законами дифузії, але це не є результат простого механічного змішування. Розчинення речовин супроводжується виділенням або поглинанням теплоти та зміною об'єму. Під час розчинення речовини відбуваються такі процеси: зв'язок між частинками (молекулами, атомами, йонами) руйнується, одночасно утворюються сольвати, далі відбувається розподіл сольватних частинок в розчиннику. Всі ці процеси супроводжуються тепловими ефектами. Загальний тепловий ефект процесу розчинення буде

позитивним або негативним залежно від того що переважатиме: тепловий ефект сольватації частинок, чи сума теплових ефектів дифузії і руйнування зв'язків між частинками речовини, яка розчиняється.

Процес розчинення зворотній – одночасно відбувається кристалізація.

Тобто, процес розчинення відбувається доти, доки встановиться динамічна рівновага, за якою за одиницю часу розчиняється стільки молекул речовини, скільки їх кристалізується з розчину.

Розчин, що перебуває в стані рівноваги з надлишком речовини, яка розчиняється, називається **насиченим**. В практиці здебільшого використовують ненасичені розчини. До **ненасичених** розчинів належать такі, в яких розчинена речовина може ще розчинитися.

На розчинність речовин впливає температура. З підвищенням температури тверді речовини розчиняються краще, а гази, як правило - гірше. Рідини займають проміжне положення.

Такі кристалічні речовини, розчинність яких з підвищенням температури зменшується, зустрічаються рідко. Це стосується гіпсу, починаючи з 35°C, з підвищенням температури розчинність $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ у воді зменшується.

Розчинність більшості солей з підвищенням температури зростає. Розчинність хлориду натрію мало змінюється з температурою. Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску.

Основним параметром стану розчину крім температури і тиску є його склад. Склад розчину можна кількісно виразити кількома способами, Згідно з рекомендацією IUPAC, **концентрацією** розчиненої речовини називають відношення кількості або маси розчиненої речовини до об'єму розчину, концентрацію виражають у молях на дм^3 (л) або у грамах на дм^3 .

Концентрація – це відношення неоднотипних величин. Відношення однотипних величин, наприклад, маси розчиненої речовини до маси розчину, називається часткою. Таким чином, склад розчину можна виразити як концентрацією, так і часткою розчиненої речовини.

Масова частка – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають в частках одиниці або у відсотках (0,2 або 20%) і позначають літерою ω (омега):

$$\omega = \frac{m_1}{m_2}$$

де m_1 (г) - маса розчиненої речовини, m_2 (г) – маса розчину.

Якщо є ω , m_2 , завжди можна визначити m_1 (г):

$$m_1 = \omega m_2, \quad m_1 = \omega(m_1 + m_3), \quad m_1 = \omega \rho V,$$

де m_3 – маса розчинника г, ρ – густина у г/см^3 , V – об'єм у см^3 .

Дуже часто склад розчину виражають через його густину ρ (г/см³). Для розчину кожної речовини, що має певну густину, характерний певний вміст цієї речовини. Густину розчину визначають спеціальним приладом – ареометром. Знаючи густину розчину, за спеціальними таблицями можна встановити масову частку розчиненої речовини у відсотках.

$$\rho = \frac{m_2}{V}$$

де m_2 – маса розчину у грамах, V – об'єм розчину у см³.

Звідки: $m_2 = \rho V$ (г)

Молярна концентрація – це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

Молярність виражають у молях на дм³, чи молях на літр і позначають літерою «М», а в формулах для обчислення C_M :

$$C_M = \frac{m_1}{MV}$$

де m_1 - маса розчиненої речовини у грамах,

M – молярна маса речовини в г/моль,

V – об'єм розчину у дм³ або (л).

Звідки: $m_1 = C_M M V$

Молярна концентрація еквівалента (нормальна) – це відношення еквівалентної кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Молярну концентрацію еквівалента виражають у молях на дм³, чи молях на літр і позначають літерою «н», а в формулах для обчислення - $C_{M_{екв}}$

$$C_{M_{екв.}} = \frac{m_1}{M_{екв.} \cdot V}$$

де m_1 – маса розчиненої речовини (г),

Мекв – молярна маса еквівалента(г/моль),

V – об'єм розчину (дм³).

Звідки: $m_1 = C_{M_{екв.}} \cdot M_{екв.} \cdot V$

Кількісний склад розчину можна виражати через молярність – число молів розчиненої речовини, що міститься в 1 кг розчинника (1000 г), позначають літерою «m», і в формулах для обчислення – C_m .

$$C_m = \frac{m_1}{M \cdot m_3}$$

де m_1 – маса розчиненої речовини в грамах, m_3 - маса розчинника 1 кг (1000 г), M – молярна маса речовини в г/моль

Звідки: $m_1 = C_m M m_3$.

Склад розчину також виражають титром. Титром називають кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 см³ (мл) розчину, позначають «Т». Для розрахунків використовують попередні поняття:

$$T = \frac{m_1}{V}$$

де m_1 – маса розчиненої речовини у г, V – об'єм розчину у см³ (мл)

$$T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

де C_M – молярна концентрація у моль/дм³, M – молярна маса у г/моль

$$T = \frac{C_{M_{екв.}} \cdot M_{екв.}}{1000}$$

де $C_{M_{екв.}}$ – молярна конц еквівалента (моль/дм³),

$M_{екв.}$ – молярна маса еквівалента (г/моль).

Якщо реакції відбуваються між розчинами, їх склад зручно виражати через молярну концентрацію еквівалента. Основна перевага цих розчинів полягає в тому, що розчини однакової (нормальної) концентрації реагують між собою в однакових об'ємних співвідношеннях, тобто виконується закон еквівалентів:

$$\frac{m_1}{M_{екв.1}} = \frac{m_2}{M_{екв.2}}; \quad \frac{C_{M_{екв.1}} \cdot M_{екв.1} \cdot V_1}{M_{екв.2}} = \frac{C_{M_{екв.2}} \cdot V_2}{M_{екв.2}},$$

$$V_1 C_{M_{екв.1}} = V_2 C_{M_{екв.2}}$$

За цією залежністю можна не тільки обчислювати об'єми розчинів, потрібні для проведення реакцій, але і за об'ємами, що беруть участь у реакції, знаходити їх концентрації.

Під час приготування розчинів слід звертати увагу на речовини, які використовуються для цього. Наприклад, 200 г розчину треба приготувати з солі кристалогідрату, скажемо $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Сіль містить, крім CuSO_4 також і воду. Масу безводної солі визначають будь яким способом (масовою часткою чи якоюсь концентрацією, скажемо це 17,5 г), для визначення маси кристалогідрату складають пропорцію із врахуванням молярних мас:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

$$160 \text{ г } \text{CuSO}_4 \text{ відповідає } 250 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$17,5 \text{ г} \quad \text{—} \quad x \text{ г}$$

$$x = 17,5 \cdot 250 / 160 = 27,34 \text{ г} - \text{це маса солі кристалогідрату}$$

$$\text{Маса води } m_{2(\text{розч})} - m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 27,34 \text{ г} = 172,66 \text{ г}$$

Дуже важливим є спосіб приготування розчинів меншої концентрації з розчинів більшої концентрації. Цей спосіб має назву правила змішування або правила хреста. Для розбавлення використовують воду, або розчин цієї ж самої речовини, ще меншої, ніж той, що слід приготувати. Наприклад, є розчини з масовою часткою хлориду натрію 10 і 20%. Визначимо масу кожного з розчинів, які потрібно змішати, щоб приготувати 300 г розчину з масовою часткою 12 %.

Складаємо діаграму, у верхній частині якої запишемо значення масової частки найбільш концентрованого розчину, у середній – масову частку розчину, який слід приготувати, у нижній – масову частку розчину з найменшою концентрацією (для води це дорівнює 0)

$$\begin{array}{c} 20 \\ \backslash \\ 12 \\ / \\ 10 \end{array}$$

Далі від значення найбільш концентрованого розчину віднімемо значення масової частки розчину, що треба приготувати, і одержану величину розмістимо у нижній частині по діагоналі. У верхній частині (по діагоналі) запишемо різницю між значенням розчину, який слід приготувати, та значенням масової частки розчину з найменшою концентрацією. Діаграма матиме вигляд:

$$\begin{array}{c} 20 \rightarrow 2 \\ \backslash \quad / \\ 12 \\ / \quad \backslash \\ 10 \rightarrow 8 \end{array}$$

З цієї діаграми випливає, що для приготування необхідного розчину слід взяти 2 частини (масові) 20 % та 8 частин 10 % розчинів. Розрахунок маси кожного з розчинів здійснюємо так:

$$m \text{ розч.} = 2 + 8 = 10 \text{ (масових часток 12\% розчину),}$$

за завданням треба 300 г 12% розчину, складаємо пропорцію:

$$\begin{array}{r} 10 \quad - \quad 300 \text{ г} \\ 2 \quad - \quad x \text{ г} \\ x = 2 \cdot 300 / 10 = 60 \text{ г (20\% розчину)} \\ 300 - 60 = 240 \text{ г (10\% розчину)} \end{array}$$

II ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Приготувати водний розчин з заданою масовою часткою розчиненої речовини. В досліді вивчають способи розрахунків, перевірки приготування розчину з масовою часткою, перерахунки в інші концентрації.

Кожен студент одержує свій варіант завдання, працює з цим варіантом.

Завдання: приготувати водний розчин розчинної речовини з заданою ω .

1. Визначити необхідну масу речовини у г;

$$m_1 = \omega m_2(\text{г});$$

2. Визначити масу розчинника (води), потім її об'єм; $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$

$$m_3(\text{г}) = m_2 - m_1; \quad V(\text{H}_2\text{O}) \text{ см}^3 = m(\text{H}_2\text{O}) \text{ г}; \quad V_3 = m_3$$

3. Зважити наважку солі на техно-хімічних терезах з точністю до 0,01 г

4. У хімічну колбу помістити половину необхідного об'єму (см^3) розчинника, додаючи наважку солі, ретельно перемішуючи, після чого додають останню воду, перемішують.

Для виконання перевірки потрібна таблиця відносної густини речовин, вона приведена в додатках до лабораторних робіт.

5. Перевірка виготовленого розчину: за допомогою ареометра виміряти густину розчину. Ареометр повинен вільно рухатись у розчині, для цього розчин влити у циліндр, занурити ареометр, поверхня розчину, яка співпадає із шкалою ареометра, вказує на існуючу густину. Якщо розчин виготовлений вірно, то густина дорівнює табличним значенням.

Приготувати 150 г водного розчину розчиненої речовини:

$m_2 = 150 \text{ г}$ (всім однакова маса розчину)

I	II	III	IV	I	II	III	IV
№ вар	Речовина	M(реч.) г/моль	ω %	№ вар	Речовина	M(реч.) г/моль	ω %
1	NaCl		4	6	Na ₂ SO ₄		7
2	CuSO ₄		3	7	KCl		6
3	KCl		6	8	NH ₄ Cl		3
4	MgSO ₄		5	9	Na ₂ CO ₃		6
5	K ₂ Cr ₂ O ₇		5	10	CuSO ₄		8

Виконавши розрахунки для свого варіанту студент заповнює таблицю:

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
№ вар	M(реч)	Речовина	ω %	m_1 (реч)	$m_3(\text{H}_2\text{O})$	$V_3(\text{H}_2\text{O})$	ρ

6. Перерахунки масової частки в інші концентрації.

Для цього ще потрібні деякі величини: $M_{\text{екв}}(\text{реч})$, об'єм розчину.

1. Визначити $M_{\text{екв}}(\text{реч})$;

$$M_{\text{екв}}(\text{реч}) = f_{\text{екв}}(\text{реч})M(\text{реч}) \quad [\text{г/моль}]$$

2. Визначити об'єм розчину;

$$V(\text{розч}) = m_2(\text{г}) / \rho(\text{г/см}^3) [\text{см}^3] = [\text{дм}^3]$$

3. Розрахувати концентрації: C_M ; $C_{\text{Мекв}}$; C_m , T

Студент заповнює таблицю та вказує одиниці вимірювання концентрацій:

I	V	IX	X	XI	XII	XIII	XIV
№ вар	m_1 (реч), г	V об'єм р-ну, см^3	Мекв(реч) г/моль	Концен C_M	трації: $C_{\text{Мекв}}$	C_m	T

Дослід 2. Приготувати водний розчин з заданою масовою часткою з розчину що має більшу концентрацію, тобто методом розбавлення. В досліді вивчають способи розрахунків, виконують перевірку та перерахунки.

Завдання: приготувати водний розчин з заданою ω з розчину першого досліді.

$$m_2 = 100 \text{ г (всім однакова маса другого розчину)}$$

1. Визначити необхідну масу речовини m_1 г;
2. Визначити масу розчину 1 досліді, який містить цю масу m_1 г.
3. Визначити об'єм розчину 1 досліді з необхідною масою речовини.
4. Визначити об'єм розчинника води, який слід додати.
5. Використовувати хімічні циліндри. У хімічну колбу помістити об'єм розчину 1 досліді, додаючи воду та ретельно перемішують.
6. Перевірку виконувати за допомогою ареометра.

Якщо завдання виконано вірно, виміряна густина дорівнює табличному значенню; ρ .

7. Виконати перерахунки даної концентрації в C_M , $C_{\text{Мекв}}$, C_m , T

Приготувати 100 г розчину з заданою ω з готового розчину 1 досліді.

I	II	III	IV	I	II	III	IV
№ вар	Речовина	M(реч.) г/моль	ω	№ вар	Речовина	M(реч.) г/моль	ω
1	NaCl		3	6	Na ₂ SO ₄		5
2	CuSO ₄		4	7	KCl		3
3	KCl		5	8	NH ₄ Cl		2
4	MgSO ₄		2	9	Na ₂ CO ₃		4
5	K ₂ Cr ₂ O ₇		3	10	CuSO ₄		5

Виконавши розрахунки для свого варіанту студент заповнює таблицю:

I	II	IV	V	VI	VII	VIII
№ вар	M(реч)	ω	m_1 (реч) г	V ₁ (розч) см ³	V ₃ (H ₂ O) см ³	ρ г/см ³

Перерахунки масової частки в інші концентрації.

Для цього ще потрібні деякі величини: Мекв(реч), об'єм розчину 2

1. Визначити Мекв(реч). Як і у 1 досліді:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} M(\text{реч})$$

2. Визначити об'єм розчину 2, V_2 ;

$$V_2 = m_2 / \rho \quad (\text{см}^3) = (\text{дм}^3)$$

3. Розрахувати концентрації: C_M ; $C_{\text{Мекв}}$; C_m , T

Студент заповнює таблицю та вказує одиниці вимірювань концентрацій:

I	V	IX	X	XI	XII	XIII	XIV
№ вар	m_1 (реч), г	V_2 об'єм р-ну, см^3	$M_{\text{екв}}(\text{реч})$ г/моль	C_M	$C_{\text{Мекв}}$	C_m	T

Дослід 3. В цьому досліді вивчають способи розрахунків при виготовленні розчину заданої (молярної) концентрації з наважки сухої солі або іншого розчину певної концентрації. Розчин готують у мірному посуді (мірній колбі) та виконують перерахунки.

Завдання приготувати водний розчин з заданою C_M з сухої солі

1. Визначити необхідну масу речовини (сухої солі) m_1 у г;

$$m_1 = C_M M V \quad (\text{г})$$

2. Зважити наважку речовини на терезах.

3. Кількісно (без втрат) перенести наважку солі до мірної колби.

4. Додати половину об'єму розчинника, перемішувати до розчинення

5. Додати воду до мітки на горлі колби, перемішати.

Виготовити 200 см^3 розчину з заданою C_M

$V_p = 100 \text{ см}^3$ до всіх варіантів $0,1 \text{ дм}^3$

I	II	III	IV	I	II	III	IV
№ вар	Речовина	$M(\text{реч.})$ г/моль	C_M	№ вар	Речовина г/моль	$M(\text{реч.})$	C_M
1	NaCl		0,1	6	Na_2SO_4		0,4
2	CuSO_4		0,2	7	KCl		0,2
3	KCl		0,3	8	NH_4Cl		0,5
4	MgSO_4		0,2	9	Na_2CO_3		0,2
5	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		0,5	10	CuSO_4		0,3

Перевірку можна виконати за допомогою ареометра, тобто визначити густину одержаного розчину; ρ .

Перерахунки виконати з масової частки та інших концентрацій.

1. Визначити масу розчину об'ємом 200 см^3 (m_2);

$$m_2 = V_p / \rho$$

2. Визначити масу розчинника (води) m_3 ; $m_3 = m_2 - m_1$ (г) = (кг)

3. Розрахувати концентрації: $C_{\text{Мекв}}$; C_m , T

Студент заповнює таблицю:

I	V	XV	VI	IV	XII	XIII	XIV
№ вар	m_1 (реч), г	m_2 г	m_3 кг	ρ г/см ³	$C_{\text{Мекв}}$ моль/дм ³	C_m моль/кг	T г/см ³

2.6 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

ТЕМА: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. ЗАКОНОМІРНОСТІ ЇХ ПЕРЕБІГУ.

Мета роботи: - експериментально визначити можливість перебігу реакцій, що супроводжуються зміною ступеня окислення атомів реагуючих речовин;

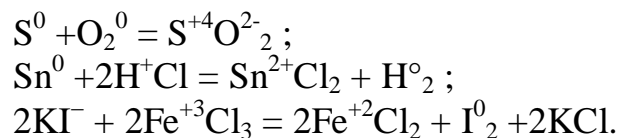
- оволодіти методикою розрахунків ступеня окислення, визначення окисника та відновника, процесів окислення та відновлення;

- оволодіти методикою складання електронних рівнянь, визначення коефіцієнтів та перевірки вірності складеного рівняння.

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, тигель; реактиви – магнієва стружка, алюмінієва стружка, залізні цвяхи; розчини – хлоридна кислота, сульфат міді, гідроксид натрію, гідроксид калію, сульфатна кислота, йодид калію, хлорид заліза(III), пероксид водню, нітрат срібла, перманганат калію, сульфід натрію, розчин крохмалю, гексаціаноферат-III-калію.

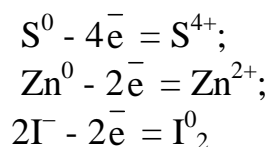
I ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Серед різноманітних хімічних реакцій можна виділити такі, що відбуваються із зміною ступеня окислення атомів, які входять до складу реагуючих речовин, наприклад:



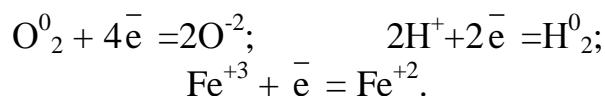
У першій реакції змінюється ступінь окислення сірки і кисню, у другій – водню і цинку, у третій – заліза і йоду.

Реакції, що відбуваються із зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються окисно-відновними. Перебіг окисно-відновних реакцій, а отже, зміна ступеня окислення атомів зумовлені переходом електронів від одних атомів до інших. Процес віддавання електронів речовинами називається **окисненням**, наприклад:



Під час окиснення ступінь окиснення атомів збільшується. Речовини, які під час перебігу хімічної реакції віддають електрони, називаються **відновниками**. У наведених вище прикладах сірка S^0 , металічний цинк Zn^0 і йодид калію або йод із ступенем окиснення -1 є відновниками. Отже, під час перебігу реакцій відновники окиснюються.

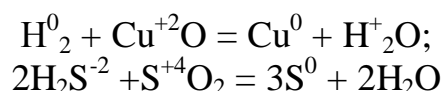
Процес приєднання речовинами електронів називається *відновленням*, наприклад:



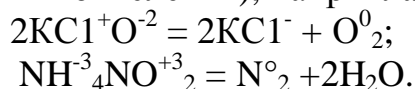
Під час відновлення ступінь окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, зменшується. Речовини, які приєднують електрони, називаються *окисниками*. У наведених прикладах реакцій окисниками є кисень O^0_2 хлороводнева кислота або водень із ступенем окиснення +1 (HCl або H), хлорид заліза (III) або залізо із ступенем окиснення +3 (FeCl_3 або Fe^{3+}). У будь-якій окисно-відновній реакції є речовини, які віддають і приєднують електрони, тобто процеси окислення і відновлення завжди супроводжують один одного.

Всі окисно-відновні реакції поділяють на три типи:

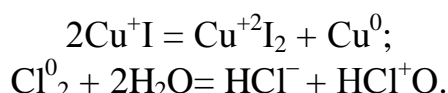
1. Міжмолекулярні реакції; ступінь окислення змінюють атоми, що входять до складу різних вихідних речовин, наприклад:



2. Внутрішньомолекулярні реакції; атоми, що змінюють ступінь окислення, входять до складу однієї сполуки (іноді це атоми одного, елемента з різними ступенями окислення), наприклад:



3. Реакції диспропорціонування; атоми одного і того самого елемента з певним ступенем окислення є як окисниками, так і відновниками, наприклад:



Реакції диспропорціонування (або самоокислення–самовідновлення) характерні для речовин, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення.

Для складання окисно-відновних реакцій використовують два методи: метод електронного балансу та метод іонно-електронного балансу (напівреакцій).

Метод електронного балансу. Цей метод ґрунтується на порівнянні ступенів окислення атомів у початкових і кінцевих речовин. При підрахунку коефіцієнтів виходять з того положення, що число електронів, відданих відновником, повинно дорівнювати числу електронів, приєднаних окисником.

Метод електронного балансу розглянуто нижче на прикладі реакції.

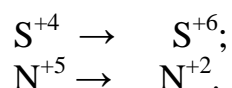
Приклад 1. Потрібно скласти рівняння окисно-відновної реакції, що відбувається за схемою:



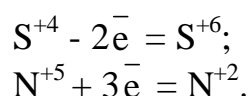
Спочатку визначаємо, які атоми в ході реакції змінюють ступінь окислення:



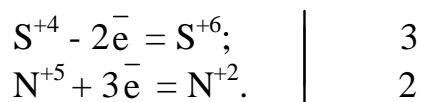
Ступінь окислення сульфуру в ході реакції підвищується, нітрогену – знижується. Отже, S^{+4} або SO_2 є відновником, N^{+5} або HNO_3 – окисником. Отже, в ході реакції відбуваються такі процеси:



Ці схеми записують у вигляді електронних рівнянь. Для цього слід додати до лівої частини або відняти від неї відповідне число електронів, необхідне для здійснення переходів:



Для отримання рівності числа електронів, відданих відновником і приєднаних окисником, необхідно підібрати множник для кожного з електронних рівнянь. У нашому прикладі перше електронне рівняння потрібно помножити на 3, друге – на 2:



Звідси випливає, що в рівнянні реакції біля формул речовин, що містять S^{+4} і S^{+6} повинен стояти коефіцієнт 3; біля формул речовин, що містять N^{+5} і N^{+2} - коефіцієнт 2. Підставивши ці коефіцієнти в схему реакції, дістаємо:



Коефіцієнт перед формулою води знаходять методом добору, підраховавши число атомів гідрогену у правій і лівій частинах. Отже, рівняння цієї реакції слід записати так:

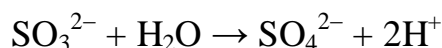


Для перевірки правильності рівняння підраховують число атомів Сульфуру, Оксигену, Гідрогену й Нітрогену в обох частинах рівняння. Звичайно досить підрахувати число атомів якого-небудь одного елемента, наприклад оксигену.

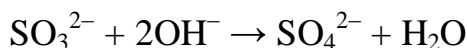
Метод напівреакцій, або метод йонно-електронного балансу.

Метод ґрунтується на складанні йонних рівнянь для процесів окислення та відновлення з подальшим складанням загального рівняння. Сильні електроліти записують у вигляді йонів, слабкі електроліти, неелектроліти, газоподібні речовини, оксиди та осади – у вигляді формульних одиниць. В йонну схему включають частинки, які характеризують середовище, тобто H^+ - кисле, OH^- - лужне та H_2O – нейтральне.

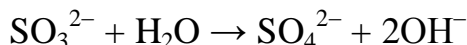
Якщо в лівій частині напівреакції недостача атомів кисню, його компенсують атомами кисню води, а в правій частині з'являються йони гідрогену за схемою :



В лужному середовищі – додаванням подвійної кількості груп OH^- , тобто:



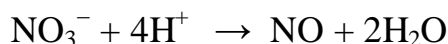
В нейтральному розчині в ліву частину напівреакцій додають тільки воду:



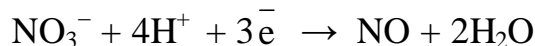
Наприклад візьмемо ту ж саму реакцію. Попередні дії будуть однаковими, що і в методі електронного балансу: записуємо схему реакції, визначаємо зміну ступеня окиснення атомів до і після реакції, визначаємо окисник та відновник, після цього записуємо схему в йонному вигляді і підкреслюємо ті йони та молекули, до складу яких входять атоми із зміненими ступенями окиснення



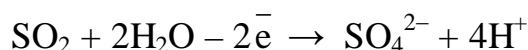
Складаємо напівреакцію для окисника:



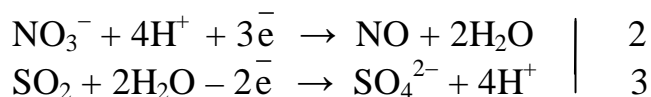
щоб урівняти ліву і праву частини, треба урівняти заряди (в лівій частині сума зарядів $(-1) + (+4) = +3$, а в правій частині $0+0 = 0$, то для того, щоб урівняти треба в лівій частині додати 3 електрони:



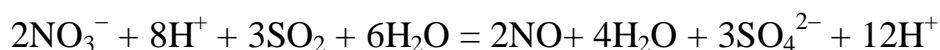
Складаємо напівреакцію для відновника:



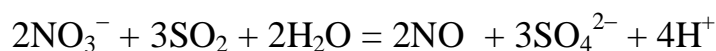
Для складання загального рівняння треба рівняння півреакцій додати почленно, урівнявши кількість відданих та приєднаних електронів



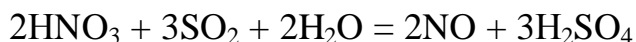
Сумарне рівняння:



Скорочуємо однакові групи:



Перевіряємо правильність складеного рівняння за кількістю атомів кисню зліва і справа $2 \cdot 3 + 3 \cdot 2 + 2 = 2 + 3 \cdot 4$ і записуємо загальне рівняння реакції:



Метод напівреакцій має більші переваги і може бути застосований коли окисників та відновників 2 і 3, він враховує реально існуючі іони, тому його слід використовувати під час складання всіх окисно-відновних реакцій, що відбуваються у водних розчинах.

Найважливіші окисники та відновники

Найважливішими відновниками є:

- 1) прості речовини – метали;
- 2) неметали; наприклад водень H_2 , вуглець C , кремній Si ;
- 3) пероксид гідрогену H_2O_2 ;
- 4) оксиди неметалів, наприклад оксид карбону (II) CO , оксид нітрогену (II) NO , оксид сульфуру (IV) SO_2 ;
- 5) оксигеновмісні кислоти, такі як сульфїтна H_2SO_3 , нітритна HNO_2 , фосфїтна H_3PO_3 , та їхні солі;
- 6) безоксигенові кислоти: сульфуроводнева H_2S , хлороводнева HCl , бромоводнева HBr , йодоводнева HI – їхні солі (сульфїди, хлориди, бромїди та йодиди);
- 7) солі, в яких метали перебувають не в найвищих ступенях окислення: сполуки олова (II) SnCl_2 , залїза (II) FeSO_4 , хрому (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, марганцю (II) MnSO_4 тощо;
- 8) амїак NH_3 .

До найважливіших окисників належать:

- 1) прості речовини – неметали: галогени F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , кисень O_2 , озон O_3
- 2) пероксид гідрогену H_2O_2 ;
- 3) оксиди металів з високими ступенями окислення: оксид хрому (VI) CrO_3 ; оксид марганцю (VII) Mn_2O_7 , оксид свинцю(IV) PbO_2 ; оксид срібла Ag_2O ;
- 4) оксигеновмісні кислоти: нїтратна кислота та її солі; концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 ; марганцева кислота HMnO_4 та її солі, зокрема перманганат калїю KMnO_4 ;
- 5) солі кислот хрому: хромати калїю K_2CrO_4 і дїхромати, наприклад дїхромат калїю $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; оксигеновмісні кислоти хлору, такі як хлорнуватиста HClO , хлорнувата HClO_2 , хлорна HClO_4 , та їхні солі;

б) солі деяких металів з високими ступенями окислення, наприклад срібла AgNO_3 , міді (II) CuSO_4 .

Деякі речовини, залежно від природи речовини, з якими вони взаємодіють, можуть виявляти властивості як окисників, так і відновників.

II ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1 Встановлення окисно-відновних реакцій

1. До першої пробірки налити розчину луку (KOH) 1-2 cm^3 та декілька крапель фенолфталеїну.
2. Додати стільки ж розчину розбавленої хлоридної кислоти (HCl).
3. Напишіть рівняння реакції, визначте чи відноситься вона до окисно-відновних реакцій та свої спостереження.
4. Взяти металічну стружку магнію, помістити її в тигель та підпалити.
5. Записати що спостерігається, рівняння реакції та визначити чи буде вона окисно-відновною.

Дослід 2. Окислення алюмінію йонами гідрогену .

1. Налити 1-2 cm^3 розчину хлоридної кислоти .
2. Внести кусочок алюмінію чи цинку, що спостерігаєте?
3. Записати рівняння окисно-відновної реакції, вказати окисник та відновник.

Дослід 3. Окислення заліза йонами міді .

1. В пробірку налити на 1/3 об'єму розчину сульфату міді.
2. Помістити в розчин зачищений залізний цвях.
3. Що з'являється на поверхні цвяха? Запишіть рівняння реакції, складіть йонно-електронні рівняння процесів окислення та відновлення

Дослід 4. Відновні властивості йодиду калію .

1. В пробірку налити 5-6 крапель розчину солі заліза (III), наприклад хлориду заліза FeCl_3
2. Долити 1 краплю йодиду калію, що спостерігаєте? Вміст пробірки розбавити дистильованою водою та розділити на 2 частини. До однієї половини прилити 1-2 краплі розчину крохмалю, синє забарвлення свідчить про наявність йоду, запишіть рівняння реакції окиснення йодид – йонів.
3. До другої половини додати 1-2 краплі гексацианоферату -III - калію, темно-синє забарвлення свідчить про утворення йонів заліз (II) Fe^{2+}
Запишіть йонно-електронне рівняння реакції відновлення йонів заліза (III).
4. Запишіть сумарне рівняння окисно-відновної реакції

Дослід 5. Окисно-відновні властивості пероксиду гідрогену.

а) Пероксид гідрогену, як окисник:

1. В пробірку внести 1 см³ розчину йодиду калію
2. Додати 2 краплі розчину сульфатної кислоти, а потім декілька крапель пероксиду гідрогену.
3. Як забарвиться розчин? Чому? Як можна перевірити утворення йоду?
4. Записати рівняння реакції, урівняти методом йонно-електронного балансу.

б) Пероксид гідрогену, як відновник:

1. В пробірку налити 5 крапель розчину нітрату срібла.
2. Долити 10% розчин аміаку NH₃ до зникнення помутніння.
3. До розчину долити пероксид гідрогену.
4. Чому з'являється темний осад?
5. Напишіть рівняння реакції, урівняйте методом йонно-електронного балансу.

Дослід 6. Окисні властивості перманганату калію в різних середовищах .

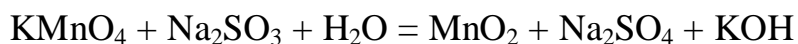
а) В кислому середовищі:

1. В пробірку налити 1-2 см³ розчину перманганату калію.
2. Додати декілька краплин сульфатної кислоти.
3. Прилити по краплям розчин сульфіту натрію до зникнення забарвлення.
4. Скласти йонно-електронні рівняння реакцій за схемою:



б) В нейтральному середовищі:

1. Налити в пробірку 1-2 см³ розчину перманганату калію.
2. Додати 1-2 см³ розчину сульфіту натрію
3. Як зміниться забарвлення розчину? Яке явище спостерігаєте?
4. Написати рівняння реакції та урівняти методом йонно-електронного балансу за схемою :



в) В лужному середовищі:

1. Налити в пробірку 1-2 см³ розчину перманганату калію.
2. Додати 1 см³ розчину луку (концентрованого) та 1-2 см³ розчину сульфіту натрію.
3. Чому розчин змінив забарвлення?
4. Урівняти рівняння реакції за схемою методом йонно-електронного балансу.



5. Розрахувати фактор еквіваленту для перманганату калію у всіх трьох реакціях та його молекулярну еквівалентну масу.
6. Зробити висновки до лабораторної роботи.

Питання для самостійної перевірки студентів

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Що таке ступінь окислення елементу та як його розрахувати?
3. Дайте визначення понять - процес окиснення та відновлення.
4. Які ви знаєте типові окисники та відновники?
5. Вкажіть типи окисно-відновних реакцій.

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Урівняти рівняння методом йонно-електронного балансу, вказати окисники та відновники, процеси окислення та відновлення.

Варіанти:

1. а) $\text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{O}_2$;
б) $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$;
2. а) $\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$;
б) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
3. а) $\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$;
б) $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
4. а) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + \text{HCl}$;
5. а) $\text{I}_2 + \text{NaOH} = \text{NaI} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{KClO}_4$;
6. а) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 = \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
7. а) $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{PdCl}_2 + \text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Pd} + \text{CO}_2 + \text{HCl}$;
8. а) $\text{SO}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} = \text{S} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
9. а) $\text{AgNO}_3 + \text{NH}_3 + \text{NaOH} = \text{Ag} + \text{N}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{NO} + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3$;
10. а) $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{N}_2 + \text{KOH}$;
б) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$;

11. a) $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
12. a) $\text{NaNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
13. a) $\text{NO} + \text{MoCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{MoO}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}$;
 б) $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$.
14. a) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 = \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{V} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{H}[\text{VF}_6] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
15. a) $\text{I}_2 + \text{NaOH} = \text{NaI} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
16. a) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 = \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
17. a) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$;
18. a) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + \text{HCl}$;
 б) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
19. a) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{I}_2 + \text{NaOH} = \text{NaI} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$;
20. a) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2.7 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ТЕМА: МЕТОДИ ОДЕРЖАННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ (ЗОЛІВ), ВИЗНАЧЕННЯ ПОРОГУ КОАГУЛЯЦІЇ

Мета роботи: оволодіти навичками приготування колоїдних розчинів різними методами, закріпити вміння записувати рівняння обмінних реакцій, навчитися записувати формули міцел колоїдних розчинів.

Реактиви та обладнання: прилади та реактиви: колби на 100см³, лійки, фільтри; насичений спиртовий розчин сірки; 2%-ний розчин каніфолі або парафіну в спирті; 2%-ний і 5%-ний розчини FeCl₃; 0,1%-ні розчини K₄[Fe(CN)₆], CuSO₄, HCl, NaOH; 1%-ний розчин Na₂S₂O₃, 1,5%-ний розчин KMnO₄.

І ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Дисперсно-колоїдні системи (ДКС) – це мікрогетерогенні системи, які складають з дисперсійного середовища (розчинника) та дисперсної фази (розчиненої речовини), які мають розміри частинок 10⁻⁷ – 10⁻⁹ м. Обов'язковою властивістю колоїдних систем є їх взаємна нерозчинність, тому такі системи є гетерогенними і мають межу розділу фаз.

Якщо розміри частинок більші ніж 10⁻⁷м, то така система називається грубодисперсною. У випадку коли розміри часточок розчиненої речовини менші ніж 10⁻⁹м то спостерігається утворення молекулярних розчинів, які представлені іонами, молекулами, атомами.

Властивості дисперсних систем в основному визначаються їх дисперсністю (або мірою подрібненості дисперсної фази) і значною мірою залежать від агрегатних станів їхніх фаз. Дисперсність системи прийнято виражати через середній діаметр часточок чи питому площу поверхні її дисперсної фази. Для дисперсних систем із сферичними частками дисперсної фази їх можна розрахувати за формулами:

$$S_{уд} = \frac{6}{D_{CP}} [м^2 / м^3] = \frac{6}{D_{CP} \cdot \rho} [м^2 / кг]$$

За ступенем дисперсності D розрізняють три основні класи дисперсних систем; $D = \frac{1}{d}$, де d – розміри колоїдної часточки, якщо:

$D = 10^3 - 10^6$, тоді $d = 10^{-3} - 10^{-6} м$ – це грубо дисперсні системи;

$D = 10^7 - 10^9$, тоді $d = 10^{-7} - 10^{-9} м$ – це колоїдно-дисперсні системи;

$D = 10^9 - 10^{11}$, тоді $d = 10^{-9} - 10^{-11} м$ – це молекулярно-дисперсні системи.

За агрегатним станом дисперсно-колоїдні системи поділяються на вісім основних класів:

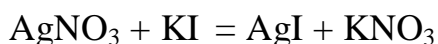
- 1) золі – тверда речовина диспергована в рідині (Т/Р);
- 2) емульсії – рідка речовина - в рідині (Р/Р);

- 3) піни – газоподібна речовина - в рідині (Г/Р);
- 4) гелі – рідка речовина - в твердому середовищі (Р/Т);
- 5) сплави – тверда речовина - в твердому середовищі (Т/Т);
- 6) тверді піни – газ - в твердому середовищі (Г/Т);
- 7) аерозоль - рідка речовина – в газоподібному середовищі (Р/Г);
- 8) пил, дим – тверда речовина – в газоподібному середовищі (Т/Г).

Дисперсно-колоїдні системи мають великий запас поверхневої енергії, тобто високий термодинамічний потенціал. Саме тому, згідно другому закону термодинаміки, такі системи здатні до скорочення площі питомої поверхні розділу фаз. Тому колоїдні системи мають здатність до коагуляції або самодовільного злипання (або злиття) частинок, що призводить до укрупнення колоїдних часточок, а потім відбувається поступовий поділ фаз або розшарування системи та седиментація (випадіння осаду).

Дисперсні системи можуть утворюватися не самодовільним способом (шляхом подрібнення дисперсної фази або розчиненої речовини) або самодовільним способом (конденсаційним шляхом або додавання розчинів електролітів). В обох випадках для стійкості дисперсної системи необхідно додавати стабілізаторів – це речовини, які утворюють на поверхні частинок дисперсійної фази шар з поверхнево-активних речовин (ПАР). При адсорбції ПАР частина поверхневої енергії дисперсно-колоїдної системи витрачається на роботу процесу адсорбції (адсорбція – це процес поглинання однієї речовини іншою, що відбувається на межі поділу фаз). В результаті таких складних процесів термодинамічний потенціал системи знижується і система не має можливості для коагуляції часточок, тобто відбувається стабілізація системи. Стабілізація дисперсних систем поверхнево-активними речовинами називається колоїдним захистом.

Стабілізуючу дію електролітів можна розглянути на прикладі утворення гідрозолу йодиду срібла за реакцією:



Якщо в розчин нітрату срібла AgNO_3 поступово при інтенсивному перемішуванні додавати розчин йодиду калію KI , то осад йодиду срібла формується в присутності таких йонів як: K^+ ; I^- ; Ag^+ ; NO_3^- . Так як йодид калію взятий для реакції в недостатчі, то йодид-іонів I^- в розчині майже не існує, тому що вони відразу зв'язуються у нерозчинну сполуку йодиду срібла AgI , яка утворює нерозчинну сполуку.

В таких умовах на поверхні **ядра** кристалів - $m(\text{AgI})$ в момент їх утворення будуть адсорбуватися відповідно до правила Панетта-Фаянса йони, які існують в розчині у надлишку і спорідненні з йонами ядра, це в

нашому випадку будуть катіони Ag^+ (це потенціал-визначальні йони, що визначають заряд колоїдної часточки).

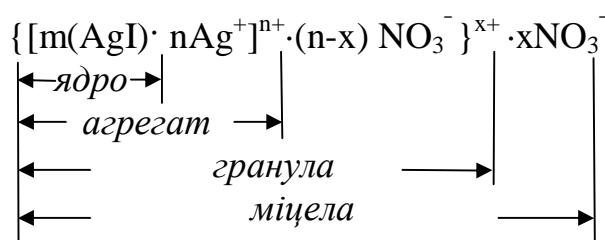
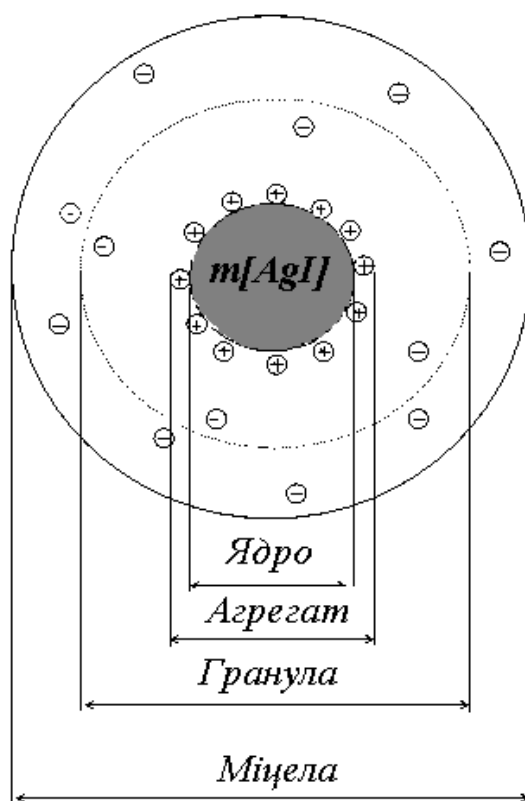
В ході реакції під дією сил електростатичної взаємодії з розчину до такого утвореного **агрегату** притягуються йони з протилежним зарядом або протийони, в нашому випадку це - нітрат-аніони NO_3^- (йони, знак електричних зарядів яких протилежний знаку заряду агрегату), але їх кількість є дещо меншою ніж потенціал-визначальних йонів. Тому формулу **гранули** або колоїдної часточки можна записати в такому вигляді:

$(m\text{AgI})$ – ядро міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(m\text{AgI}) \cdot n\text{Ag}^+]^{n+}$ - агрегат

$[(m\text{AgI}) \cdot n\text{Ag}^+ \cdot (n-x)\text{NO}_3^-]^{x+}$ - гранула

$\{[(m\text{AgI}) \cdot n\text{Ag}^+ \cdot (n-x)\text{NO}_3^-]^{x+} \cdot x\text{NO}_3^-\}^0$ - міцела



Середній електричний заряд x гранул дорівнює алгебраїчній сумі електричних зарядів потенціал-визначальних йонів і протийонів, що входять до складу колоїдних часточок: $x = n - (n-x)$.

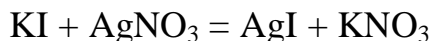
У формулі міцели m – число молекул йодиду срібла AgI , що входять до складу ядра, n – число потенціал-визначальних або зарядоутворюючих йонів срібла Ag^+ . Як правило m значно більше n . Загальне число протийонів n , але частина з них ($n-x$) входить в адсорбційний шар Гельмгольца і знаходиться поблизу ядра, а інша частина протийонів складає дифузійний шар протийонів міцели.

Поряд із силами електростатичної взаємодії, у дисперсно-колоїдних системах діють також сили дифузії броунівського руху, які обумовлені тепловим рухом молекул середовища. Внаслідок дифузійних процесів частина протийонів NO_3^- залишається в розчині і має здатність вільно рухатися, яка утворює на поверхні гранули дифузійний шар протийонів. Разом з протийонами дифузійного шару NO_3^- колоїдні часточки утворюють структурну одиницю дисперсно-колоїдної системи - міцелу.

Міцела – це електронейтральна структурна одиниця ДКС, яка складається з ядра та шару Гельмгольца (який утворюють зарядоутворюючі йони та протийони адсорбційного шару), а також з протийонів дифузійного шару.

Стійкий золь йодиду срібла може бути отриманий при дотриманні таких умов: розчини реагентів повинні бути розбавленими і одна з реагуючих речовин береться у надлишку.

Якщо для даної реакції в надлишку буде взятий йодид калію KI , то реакція, структура і формула колоїдної системи буде мати такий вигляд:



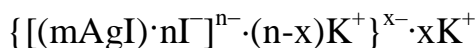
$(mAgI)$ – ядро міцели гідрозоля йодиду срібла;

$[(mAgI) \cdot n \Gamma]^{n-}$ - агрегат

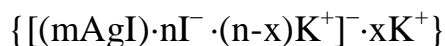
$[(mAgI) \cdot n \Gamma \cdot (n-x)K^+]^{x-}$ - гранула

$\{[(mAgI) \cdot n \Gamma \cdot (n-x)K^+]^{x-} \cdot xK^+\}^0$ - міцела

На першому місці в рівнянні реакції записується речовина **A** (взята в надлишку), на другому місці – речовина **B** (взята в недостатці). Стабілізатором такого розчину буде речовина **A**, що взята в надлишку. Змінюється знак зарядоутворюючих йонів (за правилом Панетта-Фаянса), в нашому випадку на поверхні ядра $(mAgI)$ будуть спочатку адсорбуватися потенціал визначальні йони $n\Gamma^-$, а потім протийони $(n-x)K^+$, що обумовлює заряд гранули як: $-x$.



або



Як вже вище було визначено міцела немає заряду, а значення середнього електричного заряду колоїдних часточок визначається різницею електростатичних потенціалів, що виникає між колоїдними частинками й розчином при становленні рівноваги в системі. Ця різниця потенціалів називається електрокінетичним дзета-потенціалом (ζ -потенціал) системи. Чим більше значення ζ -потенціалу системи, тим більше значення середнього електричного заряду колоїдних часточок.

Наявність у колоїдних часточок однойменних електричних зарядів призводить до їхнього взаємного відштовхування, це перешкоджає можливості злипання (злиття) часточок дисперсної фази, тим самим, надає системі так звану колоїдну стійкість.

Чим більше значення середнього електричного заряду колоїдних часточок, тим більші сили їхнього взаємного відштовхування. Отже, чим більше – ζ -потенціал міцел системи ДКС, тим більше її колоїдна стійкість.

Електроліт, до складу якого входять йони, які адсорбуються на поверхні дисперсних часточок (потенціал визначальні йони), називається *електролітом-стабілізатором*.

Оптичні властивості ДКС. Для мікрогетерогенних систем найбільш характерним оптичним явищем є розсіювання світла, вперше описане М.Фарадеєм у 1857 році.

При бічному освітленні в колоїдних системах відбувається явище опалесценції (це розсіювання й переливання світла, що проходить крізь розчин ДКС, та набування їм блакитно-жовтого забарвлення), хоча в прохідному світлі колоїдні розчини можуть виглядати прозорими. Також явище розсіювання світла розчинами ДКС докладно досліджував Дж.Тиндаль (1868-1894), який спостерігав проходження світла крізь колоїдну систему у вигляді конусу (ефект Тиндаля).

Джерелом вторинних світлових хвиль, що обумовлюють виникнення розсіяного світла, згідно теорії Дж.Релея (1889-1894), є індуктовані диполі, що пропускають у всіх напрямках світло такої ж довжини хвилі, що й падаюче світло. Періодична зміна розподілу зарядів перетворює молекули і частинки в диполь-електричне джерело електричних хвиль, таке випромінювання диполів називають розсіяним.

Відповідно до рівняння Дж. Релея, яке є математичним виразом закону розсіювання світла, яке характерне для розведених дисперсних систем і частинок з розмірами набагато меншими ніж довжина хвилі падаючого світла, інтенсивність світлорозсіювання дуже залежить від довжини світла. Коли розміри частинок збільшуються, то світлорозсіювання переходить у відбиття світла і інтенсивність розсіяного світла зменшується.

Підвищення концентрації речовини, що поглинає світло (дисперсної фази), приводить до відповідного світлопоглинання, яке пропорційне

концентрації колоїдного розчину. Відповідно до рівняння закону Ламберта-Бера:

$$I_{\pi} = I_0 \cdot e^{-k \cdot c \cdot l}$$

інтенсивність світла, що пройшло крізь колоїдну систему прямопропорційно концентрації дисперсної фази в цьому розчині, тобто при малих концентраціях інтенсивність світла зменшується для розведених відносно тонких шарів колоїдних розчинів.

Електрокінетичні властивості ДКС. Гранули або колоїдні частинки мають електричні заряди, завдяки яким вони не здатні до об'єднання, злипання або осадження. Виникнення заряду на часточці пояснюється адсорбцією поверхнею частинки потенціалвизначальних йонів з розчину. Знак заряду і його величина залежать від способу одержання колоїдного розчину, концентрації йонів, температури, природи розчинника та інших факторів.

Згідно правилу Панета-Фаянса на поверхні ядра в першу чергу адсорбуються з навколишнього розчину електроліту йони, які є в значній кількості (взято у надлишку) і які є спорідненими із ядром. На них потім нашаровуються противойони адсорбційного шару, але їх кількість недостатня, щоб повністю нейтралізувати заряд агрегату. Тому гранула має такий же заряд як і потенціалвизначальні йони.

Заряд колоїдних частинок можна визначити експериментальним шляхом: під дією постійного електричного струму катіони рухаються до негативно зарядженого катоду, а аніони - до позитивно зарядженого аноду. Процес переміщення частинок колоїдного розчину в електричному полі називається **електрофорезом**.

В ізоелектричному стані міцела немає заряду, тому що в ній відсутній дифузійний шар противойонів і заряд гранули є нейтральним і повністю скомпенсованим (кількість противойонів і зарядоутворюючих йонів стає рівною). Тобто при певних концентраціях електролітів колоїдна частинка втрачає електричний заряд і вже не може рухатися в постійному електричному полі під час електрофорезу.

Молекулярно-кінетичні властивості ДКС: броунівський рух, дифузія, седиментація, коагуляція пов'язані із певними розмірами колоїдних частинок (10^{-7} - 10^{-9} м).

Якщо в колоїдних розчинах сили тяжіння між частинками, які стикаються одна з одною (наприклад, внаслідок броунівського руху), більші за сили взаємного відштовхування, то відбувається з'єднання частинок в більш великі агрегати, що призводить до втрати агрегативної стійкості. Процес злипання колоїдних частинок, який призводить до їх укрупнення та втрати молекулярно-кінетичної рухливості називають **коагуляцією**. Вона в подальшому призводить до втрати колоїдною

системою седиментаційної стійкості, тому часто супроводжується випадінням осаду або **седиментацією**.

Якщо і дисперсно-колоїдну систему вводити велику кількість електроліту, то відбувається збільшення кількості противоіонів в адсорбційному шарі ДКС. Це спричиняє за собою зменшення середнього електричного заряду колоїдних часточок і відповідне зниження електрокінетичного ζ -потенціалу системи. В результаті таких процесів взаємне відштовхування частинок стає слабкішим і збільшується ймовірність їхніх зіткнень та взаємодій.

Коагуляція золів електролітами відбувається за певними правилами, які можна об'єднати таким чином:

1. Всі електроліти при збільшенні їхньої концентрації в золі до деякого значення викликають коагуляцію колоїдних систем. Мінімальна концентрація електроліту, доданого до золю, що викликає швидку коагуляцію за певний час, називається *порогом коагуляції*.
2. Коагулюючу дію призводить не весь електроліт, а тільки його йон, має заряд, однойменний із зарядом противоіонів міцели. Колоїдні розчини, що містять позитивно заряджені частинки, коагулюють під дією аніонів, а негативно заряджені колоїдні частинки (гранули) – під дією катіонів.
3. Коагулююча здатність йона залежить від його заряду. Багатозарядні йони викликають коагуляцію при набагато менших концентраціях (найменший поріг коагуляції), чим йони з малим зарядом, які мають найбільший поріг коагуляції.
4. Згідно правила значущості або правила Шульце-Гарді коагулююча здатність двозарядного іона буде більше в кілька десятків разів більша ніж у однозарядного йона, а тризарядного йона – у кілька сотень разів більша, тому що їх пороги коагуляції відносяться між собою, як:

$$\gamma_1 : \gamma_2 : \gamma_3 = 1 : \left(\frac{1}{2}\right)^6 : \left(\frac{1}{3}\right)^6 = 1 : \frac{1}{64} : \frac{1}{729}$$

5. Коагулююча здатність йонів однакового заряду зростає із збільшенням радіусу йона. Йони органічних сполук завжди мають вищу коагулюючу здатність, ніж йони неорганічних речовин. При збільшенні концентрації електроліту в розчині зменшується електролітичний потенціал колоїдних частинок і коагуляція настає при його певному значенні – критичному потенціалі. Для більшості систем критичний потенціал дорівнює 0,03.

При змішуванні колоїдних розчинів, що складаються із частинок протилежного заряду, заряди гранул нейтралізуються й відбувається взаємна коагуляція розчинів. Нагрівання зменшує адсорбцію йонів колоїдними частинками, що також приводить до процесу коагуляції.

Процес, зворотній коагуляції, називають **пептизацією**. Пептизація має місце при промиванні осадів водою. При цьому йони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову одержують заряд і переходять у колоїдний розчин. Пептизація іноді приводить до небажаних та навіть катастрофічних наслідків. Так, русла каналів, прокладених по засолених ґрунтах, незабаром після заповнення водою здуваються, і на місці каналів утворюються опуклості, що повторюють їх рельєф. Це результат пептизації й різкого підвищення здатності глин набухати у воді.

Така взаємодія колоїдних часточок, відповідно до принципу мінімуму вільної енергії, призводить до їхнього злипання або злиття у випадку рідин, такий процес називають коагуляцією. Якщо частинки укрупнюються, втрачають молекулярно-кінетичні властивості і стають більшими ніж 10^{-9} м, відбувається седиментація (випадіння осаду).

Коагулюючу дію на колоїдну систему з присутніх в розчині різних йонів буде виявляти лише ті йони електроліту, знак електричного заряду яких протилежний знаку заряду колоїдних часточок (або гранули) дисперсної системи. Такі йони називають коагулюючими йонами або йонами коагуляторів, а електроліт, до складу якого вони входять – *електролітом-коагулятором*.

Мінімальна концентрація електроліту-коагулятора, що викладає в системі коагуляцію, називається порогом коагуляції або критичною концентрацією електроліту, яка визначається за формулою:

$$C_{кр} = \frac{C \cdot V_{ел} \cdot 1000}{V_{ел} + V_з},$$

де $C_{кр}$ - молярна концентрація еквівалента електроліту, ммоль/дм³;

$V_{ел}$; $V_з$ - відповідно об'єм електроліту та об'єм золю, дм³.

Встановлено, що поріг коагуляції обернено пропорційний ступеню електричного заряду (валентності) йонів коагуляторів z в шостому ступені (рівнянням В.Дерягіна):

$$C_{кр} = \frac{k \cdot T^5}{z^6},$$

де T – температура колоїдної системи;

z – заряд йонів коагуляторів ;

k – коефіцієнт, який залежить від фізичних властивостей фаз системи.

Колоїдні системи займають проміжне положення між істинними розчинами й грубо-дисперсними системами, що обумовлює можливість їхнього одержання диспергуванням великих частинок або конденсацією молекул. Відповідно методи одержання колоїдних систем поділяють на **дисперсійні та конденсаційні**.

При диспергуванні затрачається робота на утворення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії системи. Залежно від виду затраченої енергії ці методи поділяються на механічні, електричні й акустичні.

Дисперсійні методи

Механічне диспергування проводять, як правило, у дві стадії. Спочатку матеріал піддають грубому диспергуванню в кульових або планетарних млинах до частинок розміром порядку 10^{-4} - 10^{-8} м.

Тонке подрібнення проводять при інтенсивному перетиранні під впливом величезних руйнівних навантажень. Так, у колоїдному млині грубо-дисперсні частинки захоплюються відцентровими силами у вузький зазор між швидко обертовим конічним ротором і статором; високодисперсна система, що утвориться, скидається в приймач.

Процеси механічного диспергування дуже поширені в природі. Під впливом прибою й хвиль стирається величезна кількість мінералів прибережної смуги. Механічному подрібненню гірських порід при вивітрюванні сприяють дія вологи, різкі зміни температури, життєдіяльність організмів. Все це привело до утворення осадових порід-лесів, глин, кварцових дисперсій, що послужили основою культурного шару ґрунту.

Електричні методи диспергування засновані на тому, що матеріал електродів, занурених у рідке середовище, випаровують при іскровому розряді або під дією вольтової дуги. При конденсації пари речовини біля електродів утворюється колоїдна система.

Для одержання стабільних золів благородних металів у воду вводять добавки полімерів або ПАР, які виступають як стабілізатори.

Акустичні методи засновані на використанні спрямованого ультразвукового поля.

Диспергування відбувається в результаті кавітаційного руйнування, що ефективно для не дуже міцних частинок. Таким способом вдається диспергувати азбест до первинних, дуже тонких волокон діаметром $2 \cdot 10^{-10}$ м. Метод широко застосовується при одержанні емульсій високого ступеня дисперсності.

Конденсаційні методи

Ці методи засновані на одержанні пересичених розчинів речовини дисперсної фази в дисперсійному середовищі з наступним виділенням його у вигляді частинок колоїдних розмірів. Ці методи включають стадії утворення зародків у пересиченому розчині та їх ріст до кристалів колоїдного розміру. Швидкість утворення зародків пропорційна відносному пересиченню:

$$U = k \frac{C-L_p}{L_p}$$

де c - концентрація пересиченого розчину;

L_p - розчинність речовини.

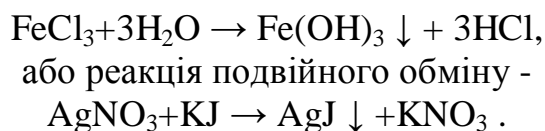
Величина $c-L_p$ характеризує здатність речовини виділятися з розчину, L_p - протидія виділенню речовини.

Збільшення c - L_p і зменшення L_p сприяють утворенню великої кількості зародків, до одержання високодисперсної колоїдної системи. Залежно від шляху досягнення стану пересичення конденсаційні методи поділяються на фізичні й хімічні.

Фізична конденсація здійснюється при фазовому переході розчиненої речовини в нерозчинний стан при зміні зовнішніх умов. При конденсації пари в газоподібному середовищі утвориться туман; при спільній конденсації парів речовин, що становлять дисперсну фазу й дисперсійне середовище, або при пропущенні пари через іншу рідину одержують ліозолі.

За методом заміни розчинника істинний розчин речовини, призначений для утворення дисперсної фази, змішують з нерозчинником. Суміш розчинника з нерозчинником (чисті речовини повинні змішуватися необмежено) стає дисперсійним середовищем для нерозчинної в ній речовини дисперсної фази. У таких умовах одержують пересичений розчин, з якого утворюються агрегати молекул - колоїдні частинки.

Методи хімічної конденсації засновані на проведенні хімічних реакцій у середовищі розчинника, при яких утворюються нерозчинні речовини (дисперсна фаза). Колоїдні розчини утворюються, якщо швидкість утворення зародків набагато перевершує швидкість їх росту. Для забезпечення стійкості колоїдної системи необхідна наявність стабілізаторів (продуктів реакції, електролітів, ПАР(поверхнево-активних речовин), ВМС (високомолекулярних сполук). Практично всі типи хімічних реакцій можуть бути використані для одержання колоїдних систем, наприклад, реакція гідролізу при вливанні розчину солі в киплячу воду



II ПРАКТИЧНА ЧАСТИНА

Перед проведення роботи студенту необхідно з'ясувати у викладача, які саме золі він буде одержувати.

Дослід 1. Одержання золю сірки (метод заміни розчинника)

Виконання досліду. Попередньо 2г сірки розчиняють в 100см³ етилового спирту або 100см³ ацетону.

У пробірку наливають 10-15см³ води й додають по краплям (не більше 1мл) спиртового або ацетонового розчину сірки.

Опишіть властивості одержаного гідрозолю (його кольори у прохідному та бічному освітленні). В чому суть метода заміни розчинника? Роль стабілізуючої речовини виконують, очевидно, незначні домішки, наявні в сірці.

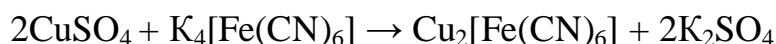
Дослід 2. Одержання золю Fe(OH)₃ (реакція гідролізу)

Виконання досліду. В конічній колбі нагрівають до кипіння 100см³ дистильованої води. Не знімаючи колби, вимикають обігрів і невеликою струминкою вливають піпеткою в киплячу воду 5см³ 2%-ного розчину FeCl₃

Утвориться гідрозоль Fe(OH)₃ інтенсивного червоно-коричневого кольору, стабілізований хлоридом заліза. Золь повинен бути зовсім прозорим у мінливому світлі. Порівняйте кольори золю з кольорами вихідного розчину хлориду заліза. Напишіть формулу міцели.

Дослід 3. Одержання золю гексаціаноферату(II) купруму Cu₂[Fe(CN)₆] (реакція подвійного обміну)

Виконання досліду. До 20мл 0,1%-ного розчину K₄[Fe(CN)₆] доливають 1мл 1%-ного розчину CuSO₄. Отриманий золь має коричнево-червоний колір:



Напишіть формули міцел, якщо: а) в надлишку CuSO₄; б) в надлишку K₄[Fe(CN)₆].

Дослід 4. Одержання золю діоксиду мангану (реакція відновлення)

Виконання досліду. KMnO₄ відновлюється натрій тіосульфатом до MnO₂ за реакцією:



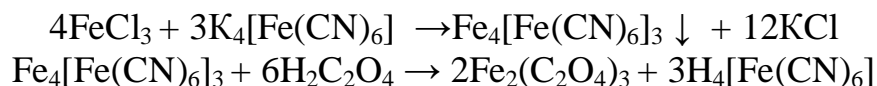
У конічну колбу піпеткою внесіть 5см³ 1,5%-ного розчину KMnO₄ та розбавте дистильованою водою до 50мл. Потім у колбу додати по краплям 1,5-2,0 см³ 1%-ного розчину Na₂S₂O₃. Виходить вишнево-червоний золь діоксиду мангану.

Напишіть формулу міцели (стабілізатор KMnO₄)

Дослід 5. Одержання золю берлінської лазурі [гексаціаноферат (II) заліза (III)] методом пептизації

Виконання досліду. До 5см³ 2%-ного розчину хлориду заліза додають 1мл насиченого розчину гексаціаноферата (II) калію K₄[Fe(CN)₆].

Отриманий осад берлінської лазурі відфільтровують і промивають дистильованою водою. Потім осад на фільтрі обробляють 0,1 М щавлевою кислотою. Фільтрат збирають. При одержанні берлінської лазурі протікають реакції:



Напишіть формулу міцели берлінської лазурі, вважаючи, що переважно адсорбується багатовалентний йон [Fe(CN)₆]⁴⁻

Зробити висновки до лабораторної роботи, щодо методів одержання колоїдних розчинів, їх стійкості, стабілізаторів, заряду колоїдних частинок, адсорбційного та дисперсійного шарів.

Дослід 6. Визначення порогу коагуляції колоїдного розчину гідроксиду заліза(III)

Використовуємо золь, одержаний в досліді №2, а також розчини: 0,1М хлориду натрію, 0,01 М розчин сульфату натрію та 0,001 М розчин гексаціаноферату (III) калію. В 12 пробірок наливаємо по 5 см³ золю Fe(OH)₃, дистильовану воду та розчин електроліту (по 4 пробірки для кожного електроліту) в наступних об'ємах:

№ пробірки	1	2	3	4
Об'єм води, мл	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електроліту	0,5	1,0	2,0	4,0

Через деякий час відмічаємо в яких пробірках відбулася коагуляція та розраховуємо поріг коагуляції за формулою:

$$\gamma = \frac{C \cdot V_{\text{ел.}}}{V_3}$$

Зробити висновок про залежність заряду електроліту і вплив знаку на його коагулюючу дію; перевірити на практиці відповідність одержаних даних правилу Шульце-Гарді.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Які розчини називають колоїдними?
2. Вкажіть основні способи одержання колоїдних розчинів.
3. В чому полягають особливості одержання колоїдних розчинів дисперсійними методами?

4. На яких властивостях засновані конденсаційні методи одержання колоїдних розчинів?
5. Чим відрізняються методи фізичної конденсації від методів хімічної конденсації?
6. Що таке коагуляція колоїдного розчину?
7. В чому полягає метод пептизації при утворенні колоїдних розчинів?
8. Вкажіть основні компоненти міцели колоїдного розчину. Який знак заряду вони мають?

Індивідуальні завдання для захисту лабораторної роботи

1. Запишіть рівняння реакції між речовиною **А** і **Б** в молекулярному та іонному виді.
2. Запишіть формулу міцели одержаного золю, якщо речовина **А** взята в надлишку. Вкажіть ядро, йони адсорбційного та дифузійного шарів, знак заряду гранули та міцели.
3. Вкажіть до якого електроду – аноду чи катода буде рухатися колоїдна частинка при електрофорезі?
4. Які йони електролітів, доданих до колоїдного розчину, можуть викликати коагуляцію (K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-})?
5. За яких умов наступить ізoeлектричний стан золю? Напишіть формулу міцели в цьому стані.

№ варіанту	розчин А	розчин Б
1	AgNO ₃	NaCl
2	FeCl ₃	NaOH
3	K ₂ SO ₄	BaCl ₂
4	ZnCl ₂	KOH
5	NiCl ₂	H ₂ S
6	H ₂ S	Fe(NO ₃) ₃
7	Na ₂ SO ₄	Pb(NO ₃) ₂
8	Na ₂ S	CuSO ₄
9	CaCl ₂	Na ₂ CO ₃
10	AgNO ₃	KBr
11	CdCl ₂	H ₂ S
12	H ₂ SO ₄	Ba(OH) ₂
13	H ₂ O	FeCl ₃
14	CuSO ₄	Na ₂ S
15	K ₂ S	NiCl ₂
16	AsCl ₃	H ₂ S
17	Na ₂ S	CdCl ₂
18	AlCl ₃	NH ₄ OH
19	BaCl ₂	K ₂ SO ₄
20	FeCl ₃	NH ₄ OH

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна

1. Глинка Н. Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988. - 704 с.
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Бутенко А. И., Булавін В. І., Ярошок Т.П. та ін. – Загальна хімія. – Київ, 1997. - 392 с.
4. Романова Н. В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. - 480 с.
5. Киреев В. А. Краткий курс физической химии. – М.:Химия, 1978.–482 с.
6. Коровин Н.В. Общая химия: Пособие для вузов. М.: Высшая школа, 2000.
7. Чернобаев А. П. Химия окружающей среды. – Киев: Высшая школа, 1990. – 191 с.
8. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. – Київ: Вища школа, 1991р.
9. Хомченко Г. П. Химия. – М.: Высшая школа, 1989. – 368 с.
10. Фримантл М. Химия в действии: В 2-х частях, М.:Мир, 1991.
11. Пасынский А.Г. Коллоидная химия, М.: Высшая школа, 1979.
12. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии, М.: Химия, 1975.

Додаткова

1. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
1. Ахметов Н. С. Неорганическая химия. Изд-е 2-е, - М.: Высшая школа, 1975. – 640 с.
2. Лидин Р.А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г.П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия, 1991. – 256 с.
3. Степаненко О. М., Рейтер Л. Т., Ледовських В. М., Иванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. – Київ: Пед. преса, 2000р.
4. Шевченко В.Ф. Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з курсу «Загальна і колоїдна хімія» для студентів I-II курсів заочного факультету – Одеса, ОДЕКУ, 2002.

ДОДАТКИ

Таблиця 1 – Густина та масова частка деяких розчинних солей при 20°C, г/см³

Масова частка ω, %	Густина ρ, г/см ³							
	LiCl	BaCl ₂	FeSO ₄	NiSO ₄	NaNO ₃	CuSO ₄	ZnSO ₄	KNO ₃
1	1,0046		1,0085	1,0090	1,0049	1,0090		1,0046
2	1,0099	1,0159	1,0092	1,020	1,0117	1,0190	1,0190	1,0108
3								
4	1,0215	1,0341	1,0375	1,0420	1,0254	1,040	1,0403	1,0234
5								
6	1,0330	1,0528	1,0575	1,0630	1,0392	1,0620	1,0620	1,0363
7								
8	1,0444	1,0721	1,0785	1,0850	1,0532	1,0840	1,0842	1,0494
9								
10	1,0559	1,0921	1,1000	1,1090	1,0674	1,1070	1,1071	1,0627

Масова частка ω, %	Густина ρ, г/см ³						
	NaCl	KCl	Na ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	K ₂ Cr ₂ O ₇	MgSO ₄	NH ₄ Cl
1	1,0070	1,0050	1,0070	1,0060	1,0050		1,0010
2	1,0140	1,0110	1,0160	1,0150	1,0120	1,0180	1,0040
3	1,0220	1,0170	1,0260	1,0230	1,0190		1,0080
4	1,0290	1,0240	1,0350	1,0310	1,0260	1,0390	1,0110
5	1,0360	1,030	1,0440	1,0390	1,0340		1,0140
6	1,0440	1,0370	1,0530	1,0480	1,0410	1,060	1,0170
7	1,0510	1,0430	1,0630	1,0530	1,0490		1,020
8	1,0580	1,050	1,0720	1,0650	1,0560	1,0820	1,0230
9	1,0650	1,0560	1,0820	1,0730			1,0260
10	1,0730	1,0630	1,0910	1,0820		1,1040	1,0290

Таблиця 2 – Співвідношення між деякими несистемними одиницями в одиницях СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент у СІ
Довжина	Мікрон, мікромметр (мкм)	1·10 ⁻⁶ м
	Ангстрем (А)	1·10 ⁻¹⁰ м
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325·10 ⁵ Па
	Міліметр ртутного стовпа (мм рт.ст.)	133,322 Па
Енергія, робота	Електрон-вольт (еВ)	1,60219·10 ⁻¹⁹ м
Кількість теплоти	Калорія (кал)	
	Кілокалорія (ккал)	
Дипольний момент	Дебай (D)	

Таблиця 3 – Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

Сталі	Позначення	Чисельні значення
Швидкість світла у вакуумі	c	2,9979246 м/с
Стала Планка	h	$6,62618 \cdot 10^{-34}$ Дж·сек
Елементарний електричний заряд	e	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадею	F	$9,64846 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газова постійна	R	8,3144 Дж/(моль·К)

Таблиця 4 – Назви найважливіших кислот і їхніх солей

<i>Кислота</i>	<i>Назви</i>	
	<i>кислоти</i>	<i>солі</i>
AlO ₂	Метаалюмінієва	Метаалюмінат
AsO ₃	Метаарсенова	Метаарсенат
H ₂ AsO ₄	Ортоарсенова	Ортоарсенат
AsO ₂	Метаарсенітна	Метаарсеніт
H ₃ AsO ₃	Ортоарсенітна	Ортоарсеніт
BVO ₂	Метаборна	Метаборат
H ₃ BO ₃	Ортоборна	Ортоборат
H ₂ B ₄ O ₇	Тетраборна	Тетраборат
HBr	Бромідна	Бромід
HOBr	Гіпобромітна	Гіпоброміт
HBrO ₃	Броматна	Бромат
HCOOH	Мурашина (метанова)	Форміат
CH ₃ COOH	Оцтова (етанова)	Ацетат
HCN	Ціановодень	Ціанід
H ₂ CO ₃	Карбонатна	Карбонат
H ₂ C ₂ O ₄	Щавлева	Оксалат
HCl	Хлоридна	Хлорид
HClO	Гіпохлоритна	Гіпохлорит
HClO ₂	Хлоритна	Хлорит
HClO ₃	Хлоратна	Хлорат
HClO ₄	Перхлоратна	Перхлорат
HCrO ₂	Метахромітна	Метахроміт
H ₂ CrO ₄	Хроматна	Хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихроматна	Дихромат
HI	Йодидна	Йодид
HOI	Гіпойодитна	Гіпойодит
HO ₃	Йодатна	Йодат
HO ₄	Перйодатна	Перйодат

HMnO_4	Перманганатна	Перманганат
H_2MnO_4	Манганатна	Манганат
H_2MoO_4	Молібденова	Молібдат
HN_3	Азотистоводень	Азид
HNO_2	Нітритна	Нітрит
HNO_3	Нітратна	Нітрат
HPO_3	Метафосфатна	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфатна	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфатна (пірофосфатна)	Дифосфат (пірофосфат)
H_3PO_3	Фосфітна	Фосфіт
H_3PO_2	Гіпофосфітна	Гіпофосфіт
H_2S	Сульфідна	Сульфід
HSCN	Роданідна	Роданід
H_2SO_3	Сульфітна	Сульфіт
H_2SO_4	Сульфатна	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тіосульфатна	Тіосульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Дисульфатна (піросульфатна)	Дисульфат (піросульфат)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Персульфатна (надсульфатна)	Персульфат
H_2Se	Селенідна	Селенід
H_2SeO_3	Селенітна	Селеніт
H_2SeO_4	Селенатна	Селенат
H_2SiO_3	Силікатна	Силікат
HVO_3	Ванадієва	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамова	Вольфрамат

Таблиця 5 – Константи дисоціації деяких слабких електролітів (у водних розчинах при 25⁰С)

Електроліт	К	pK = -lg K
Азидоводень HN_3	$2,6 \cdot 10^{-5}$	4,59
Азотиста кислота HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$	3,40
Амонію гідроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Борна кислота (орто) H_3BO_3 , K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
Бромноватиста кислота HOBr	$2,1 \cdot 10^{-9}$	8,68
Водню пероксид H_2O_2 , K_1	$2,6 \cdot 10^{-12}$	11,58
Кремнієва кислота H_2SiO_3 , K_1	$2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
	K_2	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Мурашина кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Селеніста кислота H_2SeO_3 , K_1	$3,5 \cdot 10^{-3}$	2,46
	K_2	$5,0 \cdot 10^{-8}$

Продовження табл. 5

Селеноводень H_2Se ,	K_1	$1,7 \cdot 10^{-4}$	3,77
	K_2	$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сірчана кислота H_2SO_4 ,	K_2	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Сірчиста кислота H_2SO_3 ,	K_1	$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,80
	K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,21
Сірководень H_2S ,	K_1	$6,0 \cdot 10^{-8}$	7,22
	K_2	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,0
Телуриста кислота H_2TeO_3 ,	K_1	$3,0 \cdot 10^{-3}$	2,5
	K_2	$2,0 \cdot 10^{-8}$	7,7
Телуроводень	K_1	$1,0 \cdot 10^{-3}$	3,0
	K_2	$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Вугільна кислота H_2CO_3 ,	K_1	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,33
	K_2	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,33
Оцтова кислота CH_3COOH		$1,8 \cdot 10^{-3}$	4,75
Хлорнуватиста кислота $HOCl$		$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Хлороцтова кислота $CH_2ClCOOH$		$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,85
Фосфорна кислота (орто) H_2PO_4 ,	K_1	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	K_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$	11,89
Фтороводень HF		$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Ціановодень HCN		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
Щавлева кислота $H_2C_2O_4$,	K_1	$5,4 \cdot 10^{-2}$	1,27
	K_2	$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27

Таблиця 6 – Коефіцієнти активності (Γ) іонів при різних іонних силах розчину

Іонна сила розчину, I	Заряд іону, Z			Іонна сила розчину, I	Заряд іону, Z		
	± 1	± 2	± 3		± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,1	0,81	0,44	0,16
0,002	0,97	0,74	0,66	0,2	0,80	0,41	0,14
0,005	0,95	0,66	0,55	0,3	0,81	0,42	0,14
0,010	0,92	0,60	0,47	0,4	0,82	0,45	0,17
0,020	0,90	0,53	0,37	0,5	0,84	0,50	0,21
0,050	0,84	0,50	0,21				

Таблиця 7 – Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25⁰С

<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>	<i>Електроліт</i>	<i>ДР</i>
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-2}$	Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-8}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-18}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-4}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$8,0 \cdot 10^{-9}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$4 \cdot 10^{-4}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
C ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Cg(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-34}$


Таблиця 8 – Стандартні електродні потенціали φ^0 , В у водних розчинах при 25⁰С

<i>Елемент</i>	<i>Електродний процес</i>	<i>φ^0, В</i>
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	- 0,29
	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	- 2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	- 1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	- 0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	- 2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2 (\text{ж.}) + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	- 2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	- 0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36
	$\text{HOCl} + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	- 0,28
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	1,81
F	$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	- 2,36

Продовження табл. 8.

Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + \bar{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,52
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2\bar{e} = 2\text{H}^+$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0,00
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2 (\text{к.}) + 2\bar{e} = 2\text{I}$	0,54
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 (\text{к.}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HOI} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{I}_2 (\text{к.}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,04
Mn	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_2^+$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{MnO}_4 + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,69
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76

Таблиця 9

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																		
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	H Гідроген 1,0079								He Гелій 4,0026	Протонне число (порядковий номер) 								
2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,0122	B Бор 10,811	C Карбон Вуглець 12,011	N Нітроген Азот 14,007	O Оксиген Кисень 15,999	F Флуор Фтор 18,998	Ne Неон 20,179										
3	Na Натрій 22,990	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,982	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,974	S Сульфур Сірка 32,066	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948										
4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,078	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,88	V Ванадій 50,942	Cr Хром 51,996	Mn Манган 54,938	Fe Ферум Залізо 55,847	Co Кобальт 58,933	Ni Нікел Нікель 58,69	Zn Цинк 65,39	Ga Галій 69,723	Ge Германій 72,59	As Арсен 74,922	Se Селен 78,904	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,80	
	Cu Купрум Мідь 63,546																	
5	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,224	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій [99]	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,91	Pd Паладій 106,42	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Станум Олово, цина 118,71	Sb Стібій 121,75	Te Телур 127,60	I Іод Йод 126,90	Xe Ксенон 131,29	
	Ag Аргентум Срібло 107,87																	
6	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	*La Лантан 138,91	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,95	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,21	Os Осмій 190,2	Ir Іридій 192,22	Pt Платина 195,08	Hg Меркурій Ртуть 200,59	Tl Талій 204,38	Pb Плюмбум Свинць, оливо 207,2	Bi Бісмут 208,98	Po Полоній [209]	At Астат [210]	Rn Радон [222]	
	Au Аурум Золото 196,97																	
7	Fr Францій [223]	Ra Радій 226,03	**Ac Актиній [227]	Db Дубній [261]	Jl Джолотій [262]	Rf Резерфордій [263]	Bh Борій [262]	Hn Ганій [265]	Mt Майтнерій [266]	Uun Ууній [260]								
* Лантаноїди																		
58	Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,91	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій [147]	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,93	66 Dy Диспрозій 162,50	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,93	70 Yb Ітербій 173,04	71 Lu Лютецій 174,97				
** Актиноїди																		
90	Th Торій [231]	91 Pa Протактиній [231]	92 U Уран 238,03	93 Np Нептуній [237]	94 Pu Плутоній [244]	95 Am Америцій [243]	96 Cm Кюрій [247]	97 Bk Берклій [247]	98 Cf Каліфорній [251]	99 Es Єйнштейній [252]	100 Fm Фермій [257]	101 Md Менделєвій [258]	102 No Нобелій [259]	103 Lr Лоуренцій [260]				

Таблиця 10 – Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	BP	-	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	BP	H	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	BP	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	P	P	P	P	H	-
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-	-
SiO ₃ ²⁻	P	P	-	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-	-	-	-	H	H	H	H	-	-

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
з дисципліни «ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»
для I, II курсу заочного факультету**

Укладачі: Горліченко М.Г., доц., к.п.н.; Шевченко С.В., ст. викладач.

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15